

Н. А. ГЛИНКА и Г. А. АБКИН

ПРАКТИКУМ
ПО
ОБЩЕЙ ХИМИИ

ГОИИ · 1939

54
Г-54

ПРОФ. Н. Л. ГЛИНКА и доц. Г. Л. АБКИН

П Р А К Т И К У М
ПО
О Б Щ Е Й Х И М И И



45379 10294

ГОСУДАРСТВЕННОЕ
ОБЪЕДИНЕННОЕ НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ИЗДАТЕЛЬСТВО
РЕДАКЦИЯ ХИМИЧЕСКОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

МОСКВА • 1939

4

Книга представляет собою практикум по общей (в основном неорганической) химии для учащихся нехимических вузов и вузов. В книге содержится подробное описание большого числа лабораторных работ по курсу общей химии для самостоятельного выполнения их учащимися. Приведенные в книге работы просты и не требуют для своего выполнения какого-либо специального оборудования.

Практикум может быть использован также учащимися химических техникумов.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Существовавшие до сих пор руководства к лабораторным работам по химии были составлены применительно к бригадно-лабораторному и другим, ныне осужденным методам преподавания, сводившим к нулю руководящую роль педагога в учебном процессе. Составители этих руководств исходили из предпосылки, что студент должен добывать все знания совершенно самостоятельно. Считалось, что этим прививаются учащемуся навыки самостоятельных исследований. Поэтому инструкции к лабораторным работам составлялись в виде сжатых технических указаний для выполнения работ и ряда докучливых вопросов, как-то: „что происходит?“, „чем это вызвано?“, „как это сделать?“, „для чего?“, „что остается?“, „каков результат?“, „вывод?“, „уравнение?“ и т. д.

Не имея определенной целеустановки при производстве опытов, не понимая смысла и значения их, становясь в тупик перед множеством вопросов, студент большей частью ограничивался формальным выполнением работ, благодаря чему результаты их были ничтожны.

За отсутствием требуемых руководств многие преподаватели, чтобы сделать лабораторную работу более осмысленной, вынуждены значительную часть времени тратить на вступительные и разъяснительные беседы, на составление дополнительных инструкций и т. д. Это сильно отражается на объеме лабораторных работ и не в состоянии компенсировать отсутствие подходящего учебника.

Предлагаемый „Практикум по общей химии“ построен на совершенно иных принципах, чем старые руководства.

Считая, что лабораторные работы в курсе общей химии имеют своим назначением, главным образом, углубление и закрепление учебного материала, авторы настоящего руководства подходили к подбору материала и оформлению его, в основном преследуя иллюстративные цели. Однако наряду с работами иллюстративного и измерительного характера в практикуме имеется также ряд лабораторных задач, которые могут быть поставлены перед студентами, после того как ими усвоен теоретический и фактический материал данного раздела. Цель таких задач — научить студента прилагать свои знания к решению практических вопросов.

Второй момент, который определяет характер настоящего руководства, заключается в глубоком убеждении авторов, что лабораторные работы могут быть только тогда продуктивны, когда студент приступает к ним вполне подготовленным, с ясным пониманием значения каждого выполняемого опыта и его теоретической ценности.

Вот почему каждому разделу работ предпосылается указание разделов учебника, которые должны быть предварительно проработаны, а в описаниях отдельных работ отмечается их связь с теоретическим курсом, разбираются условия выполнения работы и даются указания общего порядка. Кроме того, в инструкции к выполнению отдельных наиболее сложных опытов включены разъяснения, имеющие целью помочь студенту разобраться как в условиях выполнения опыта, так и в результатах его.

Руководство составлено применительно к программе курса общей химии для нехимических вузов, утвержденной Всесоюзным комитетом по делам высшей школы.

Август 1938 г.

Авторы

СОДЕРЖАНИЕ

I. Важнейшие операции при лабораторных работах	8
Работа № 1. Газовая горелка и нагревание	—
Работа № 2. Очистка твердых веществ	11
Работа № 3. Очистка жидкостей	13
Работа № 4. Получение и собиpание газов	14
<i>Весы и взвешивание</i>	<i>18</i>
Работа № 5. Определение точного веса тела	20
II. Атомно-молекулярная теория	20
<i>Установление состава химического соединения</i>	<i>21</i>
Работа № 6. Определение содержания окиси меди в основном карбонате меди	22
Работа № 7. Определение содержания кристаллизационной воды в медном купоросе	23
Работа № 8. Установление формулы полусернистой меди путем синтеза ее из элементов	24
<i>Определение молекулярных весов газов и паров</i>	<i>25</i>
Работа № 9. Определение молекулярного веса кислорода	26
Работа № 10. Определение молекулярного веса углекислого газа	28
Работа № 11. Определение молекулярного веса хлороформа или эфира в парообразном состоянии	29
<i>Определение эквивалента элемента</i>	<i>30</i>
Работа № 12. Определение эквивалента цинка методом вытеснения водорода	31
Работа № 13. Определение эквивалента магния из его окиси	32
Работа № 14. Определение эквивалента натрия из соединения его с хлором	33
III. Скорость химических реакций и химическое равновесие	34
Работа № 15. Изменение скорости реакции взаимодействия гипосульфита с серной кислотой в результате изменения температуры и концентрации	35
Работа № 16. Наблюдение сдвига равновесия вследствие изменения концентраций реагирующих веществ	36
IV. Растворы	37
<i>Определение теплот растворения и гидратации</i>	<i>—</i>
Работа № 17. Определение теплоты растворения нитрата аммония	38
Работа № 18. Определение теплоты гидратации сульфата меди	39
<i>Определение растворимости твердых и газообразных веществ</i>	<i>—</i>
Работа № 19. Определение растворимости бихромата калия при разных температурах и построение кривой растворимости	—

Работа № 20. Определение растворимости воздуха в воде . . .	40
Определение молекулярного веса растворенных веществ криоскопическим методом	41
Работа № 21. Определение молекулярного веса глюкозы	42
V. Теория электролитической диссоциации	43
Работа № 22. Электропроводность растворов	—
Работа № 23. Определение степени диссоциации хлористого калия криоскопическим методом	44
Работа № 24. Зависимость степени диссоциации от природы электролита и концентрации раствора	45
Работа № 25. Сравнение степени диссоциации кислот по их химической активности	—
Работа № 26. Смещение ионного равновесия при введении в раствор одноименных ионов и при удалении тех или иных ионов из раствора	46
Работа № 27. Взаимодействие между кислотами, основаниями и солями в водных растворах	47
Работа № 28. Определение содержания кислоты или щелочи в растворе методом титрования	49
Работа № 29. Наблюдение явлений гидролиза	52
VI. Галогены	53
Работа № 30. Получение галогенов	54
Работа № 31. Растворимость галогенов	55
Работа № 32. Окислительные свойства галогенов	56
Работа № 33. Галогеноводороды	57
Работа № 34. Кислородные соединения галогенов	58
Работа № 35. Явления адсорбции	60
Практические задачи	61
VII. Сера	61
Работа № 36. Окислительные свойства серы	—
Работа № 37. Свойства сероводорода и сульфидов	62
Работа № 38. Получение и свойства сернистого ангидрида и сернистой кислоты	64
Работа № 39. Получение и свойства гипосульфита	65
Работа № 40. Свойства серной кислоты	67
Работа № 41. Катализ	69
Практические задачи	71
VIII. Азот	71
Работа № 42. Аммиак и соли аммония	—
Работа № 43. Получение окиси и двуокиси азота	73
Работа № 44. Получение и свойства азотной кислоты и ее солей	—
Практические задачи	76
IX. Фосфор	76
Работа № 45. Окислы и кислоты фосфора	—
Работа № 46. Получение суперфосфата	77
X. Углерод и органические соединения	78
Работа № 47. Угольный ангидрид, угольная кислота и ее соли	—
Работа № 48. Получение и свойства окиси углерода	80
Работа № 49. Получение и свойства простейших углеводов	
Работа № 50. Спирты и простые эфиры	81
Работа № 51. Получение и свойства альдегидов	82

Работа № 52. Углеводы	83
Работа № 53. Сложные эфиры	85
Практические задачи	86
XI. Кремний	86
Работа № 54. Получение и свойства соединений кремния . . .	87
Работа № 55. Коллоидные растворы	—
XII. Общие свойства металлов	89
Работа № 56. Ряд напряженных металлов	—
Работа № 57. Отношение металлов к воздуху и к воде	91
Работа № 58. Действие кислот на металлы	92
Работа № 59. Действие щелочей на металлы	94
Работа № 60. Коррозия металлов	95
Работа № 61. Получение металлов	96
Работа № 62. Электролиз	97
XIII. Окислы металлов и их гидраты	99
Работа № 63. Свойства основных и амфотерных окислов и гидратов окислов металлов	100
Работа № 64. Кислородные кислоты металлов и их соли	101
Работа № 65. Определение содержания сульфата железа в растворе путем титрования его перманганатом калия	103
XIV. Переменная валентность металлов	105
Работа № 66. Свойства металлических ионов различной валентности	—
XV. Комплексные соединения	107
Работа № 67. Образование комплексных солей и реакции их ионов	—
XVI. Метод качественного анализа	109
Работа № 68. Качественные реакции на ионы K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} и Ag^+	—
Работа № 69. Анализ раствора, содержащего ионы K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} и Ag^+	111
Приложение	113
Атомные веса важнейших элементов	—
Удельные веса растворов наиболее распространенных кислот и щелочей	114
Растворимость оснований и солей в воде	115

I. ВАЖНЕЙШИЕ ОПЕРАЦИИ ПРИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТАХ

РАБОТА № 1

Газовая горелка и нагревание

Для нагревания в лаборатории служат различные нагревательные приборы: спиртовые и бензиновые лампы, газовые горелки, электрические печи и др. Наиболее обычными из них являются газовые горелки Бунзена и Теклу. Температура их пламени доходит до 1000° .

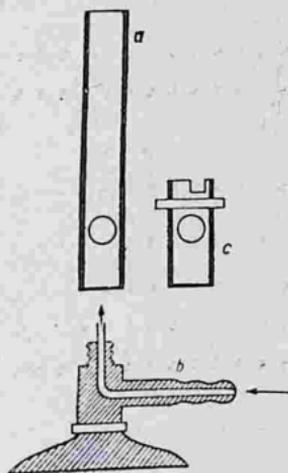


Рис. 1.

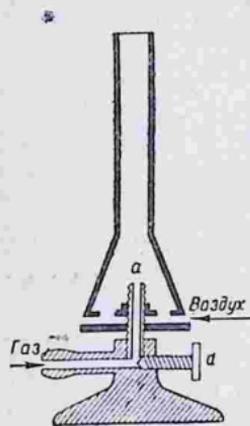


Рис. 2.

Горелка Бунзена (рис. 1) состоит из медной трубки *a* с двумя круглыми отверстиями внизу, расположенными одно против другого. Трубка *a* навинчивается на подставку, снабженную боковой трубкой *b*, которая при помощи каучуковой трубки соединяется с газовым краном.

Поступающий в горелку газ смешивается в трубке *a* с воздухом, входящим через боковые отверстия, и зажигается у верхнего конца горелки. С помощью вращающейся муфты *c*, надетой на трубку *a* и имеющей два таких же отверстия, как трубка, можно регулировать приток воздуха в горелку.

Горелка Теклу (рис. 2) отличается от горелки Бунзена тем, что в подставке имеется винт *d*, позволяющий регулировать приток воздуха в горелку и таким образом увеличивать или уменьшать пламя. Кроме того, верхняя трубка *a* не имеет боковых отверстий; воздух поступает в нее через узкую щель между конусообразно расширенным основанием трубки и вращающимся диском *C*. Поворачивая диск, можно изменять ширину щели и регулировать приток воздуха в горелку.

Для работы приготовить: 1) газовую горелку, 2) спички, 3) стеклянную трубочку длиной 10—20 см, 4) булавку, 5) медную проволоку, 6) алюминиевую проволоку, 7) пробирку, 8) держалку для пробирок, 9) химический стакан, 10) фарфоровую чашку, 11) штатив с кольцом и сеткой, 12) водяную баню.

Опыт 1. Ознакомление с газовой горелкой

1. Разобрать горелку, отвинтив трубку *a* от подставки, и рассмотреть ее устройство. Сделать в тетради схематический чертеж ее (см. рис. 1 и 2).

2. Снова собрать горелку и зажечь ее. Для этого закрыть отверстия, служащие для притока воздуха в горелку, открыть газовый кран и, подождав несколько секунд, поднести к верхнему отверстию горелки зажженную спичку. Пламя получается светящее и слегка коптящее.

3. Постепенно открывая регулятор притока воздуха, проследить, как изменяется при этом пламя.

При достаточном притоке воздуха пламя становится несветящим и горит с небольшим шумом. В большинстве случаев работают с несветящим пламенем, так как оно имеет более высокую температуру.

Примечание. При слишком большом притоке воздуха пламя иногда „проскакивает“ внутрь горелки, т. е. газ загорается уже у отверстия подставки внутри трубки *o*. В этом случае наружное пламя приобретает узкую, вытянутую форму и зеленоватую окраску, и вся горелка сильно накаливается. Искусственно легко вызвать проскакивание, если при полном притоке воздуха постепенно уменьшать приток газа.

4. Обратит внимание на более темный синеватый конус внутри несветящего пламени (рис. 3). В этой части пламени горения еще не происходит. Здесь находится поступающий в горелку газ, и потому температура этой части довольно низкая. Можно убедиться в сказанном, произведя следующие опыты.

5. Ввести во внутренний конус пламени стеклянную трубочку (рис. 4) и поднести к ее верхнему концу зажженную спичку. Отводимый по трубке газ загорается у верхнего отверстия трубочки.

6. Потушить горелку. Проткнуть булавкой необожженную спичку близ головки и поместить ее внутри горелки, как показано на рис. 5. Зажечь горелку. Спичка не загорается вследствие низкой температуры внутреннего конуса. Но стоит

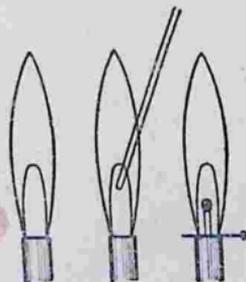


Рис. 3. Рис. 4. Рис. 5.

только отодвинуть спичку к краю пламени, как она тотчас вспыхивает.

Правила пользования газовой горелкой

1. Зажигать горелку, выждав несколько секунд после открытия крана.

2. При тушении горелки закрывать газовый кран до полной остановки. Ни в коем случае не тушить горелку задуванием.

3. Тщательно следить, чтобы кран всегда был плотно закрыт, если горелка не горит.

4. Если пламя проскочило, тотчас закрыть кран, уменьшить отверстие для притока воздуха и только тогда снова зажечь горелку.

Опыт 2. Нагревание.

Способ нагревания зависит от свойств нагреваемого предмета и от цели нагревания. Твердые вещества часто непосредственно вносятся в пламя, жидкости нагреваются обычно в фарфоровой и стеклянной посуде. Посуда устанавливается или непосредственно на кольцо штатива, или же под нее подкладывается



Рис. 6.

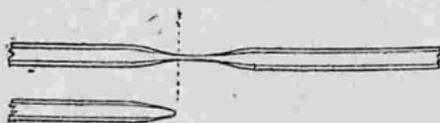


Рис. 8.

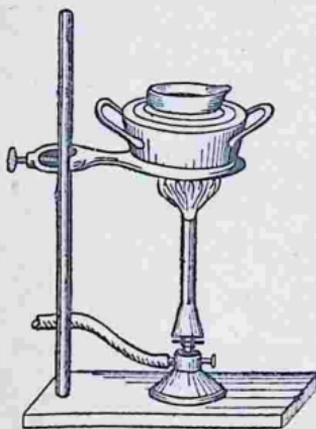


Рис. 7.

асбестированная сетка. Нагревание небольших количеств вещества производится в пробирках. При непродолжительном нагревании пробирку можно держать в руке слегка наклонно и двигать ее в пламени. Если вещество, содержащееся в пробирке, требуется сильно нагреть, то пробирку захватывают деревянной держалкой (рис. 6). Нагревание жидкости в пробирке следует производить таким образом, чтобы пламя охватывало сбоку часть пробирки, содержащую жидкость; не следует нагревать пробирку с жидкостью снизу во избежание выбрасывания жидкости из пробирки.

Для медленного выпаривания жидкостей служат водяные бани (рис. 7). Нагревание на них производится парами кипящей воды.

1. Внести в пламя газовой горелки медную проволоку. Проволока раскаливается, но не плавится (температура плавления меди 1083°).

2. Прodelать аналогичный опыт с алюминиевой проволокой. Проволока быстро сгибается и начинает плавиться (температура плавления алюминия 658°).

3. Нагреть в пробирке немного воды.

4. Вскипятить воду в химическом стаканчике.

5. Налить в фарфоровую чашку раствор какой-либо соли и выпарить его досуха на водяной бане.

6. Взять стеклянную трубку за оба конца, внести в пламя газовой горелки и, равномерно вращая в одном направлении, нагреть ее в каком-либо месте. Когда стекло совсем размягчится, вынуть трубку из пламени и быстро растянуть, как показано на рис. 8. По остыванию трубки осторожно сделать на ней напильником царапину на суженной части и отломить конец. Получается трубка с оттянутым кончиком.

РАБОТА № 2

Очистка твердых веществ

Очистка твердых веществ от содержащихся в них примесей обыкновенно производится путем кристаллизации. Подлежащее очистке вещество растворяется в таком растворителе, из которого оно хорошо кристаллизуется. Раствор отфильтровывается от нерастворимых примесей и подвергается медленному испарению. По мере испарения концентрация раствора увеличивается. После того как раствор сделается насыщенным, из него начинают выпадать кристаллы. Можно ускорить кристаллизацию, приготовив заранее раствор большой концентрации при высокой температуре и постепенно охлаждая этот раствор. Лучшая очистка достигается при медленной кристаллизации, так как при быстрой кристаллизации выпадающие кристаллы частично захватывают содержащиеся в растворе примеси. Но и при медленной кристаллизации полной очистки сразу не происходит; чтобы достичь ее, требуется вещество перекристаллизовать несколько раз.

Для работы приготовить: 1) вещество, подлежащее очистке, например, чилийскую селитру, глауберову соль, медный купорос, квасцы и т. п. 2) 2 стакана на 250 см^3 , 3) стеклянную воронку, 4) фильтровальную бумагу, 5) стеклянную палочку, 6) штатив с кольцом и сеткой, 7) весы Беранже.

1. Отмерить $100\text{--}150 \text{ см}^3$ воды, узнать по справочнику растворимость данного вещества, отвесить такое количество его, которое необходимо для приготовления насыщенного при $60\text{--}70^{\circ}$ раствора.

2. Нагреть воду до кипения и растворить в ней взятое количество вещества.

3. Приготовить фильтр. Для этого сложить вчетверо квадратный кусок фильтровальной бумаги, перегибая его сперва по одной пунктирной линии, затем по другой (рис. 9). Согнутую таким образом бумажку обрезать по дуге, как указано на рисунке, и отодвинуть один из четырех слоев бумаги, чтобы получился конус.

4. Полученный фильтр вложить в воронку так, чтобы он плотно прилегал к стенкам воронки и не доходил немного до краев ее. Придерживая фильтр пальцем, налить в воронку немного чистой воды, чтобы смочить фильтр. Дать воде стечь.

5. Вставить воронку с фильтром в кольцо штатива. Подвести под воронку пустой стакан и установить воронку на такой вы-

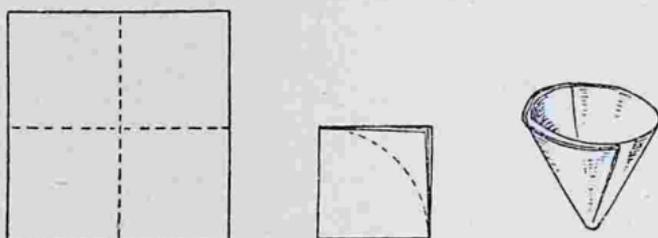


Рис. 9.

соте, чтобы конец ее трубки был несколько ниже края стакана и касался его стенки.

6. Отфильтровать приготовленный раствор, сливая его в воронку по палочке, как указано на рис. 10. Закрывать стакан с отфильтрованным раствором бумажкой и оставить кристаллизоваться до следующего занятия.

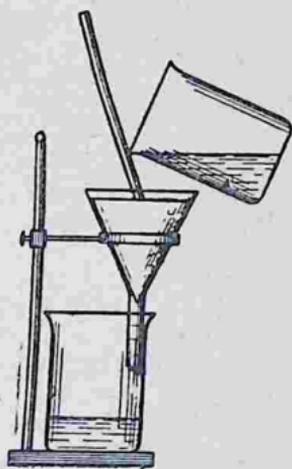


Рис. 10.

Примечание. Если раствор до начала фильтрования остынет настолько, что начнет кристаллизоваться, следует его подогреть вновь до температуры, близкой к 100° .

7. Осторожно слить раствор с кристаллов. Оставшиеся кристаллы перенести на фильтр, вставленный в воронку; для этого стакан с кристаллами расположить наклонно у края воронки и сдвигать кристаллы стеклянной палочкой так, чтобы они падали на фильтр.

8. Дать жидкости, попавшей вместе с кристаллами на фильтр, полностью стечь. Снять кристаллы с фильтра, положить их на фильтровальную бумагу и высушить.

9. Сравнить чистоту исходного вещества и полученных кристаллов. Для этого растворить несколько кристалликов неочищенного вещества и такое же количество полученных кристаллов в одинаковом объеме воды.

Испытать оба раствора реактивом на предполагаемые примеси, например нитратом серебра на присутствие хлористых солей в случае очистки селитры.

Очистка жидкостей

Основным способом очистки жидкости от растворенных в ней твердых веществ является перегонка.

Как известно, каждое вещество кипит при определенной температуре. Раствор кипит при несколько иной температуре, чем чистый растворитель. Однако при кипении раствора в подавляющем большинстве случаев испаряется только растворитель. Лишь незначительная часть растворенного вещества увлекается парами растворителя и тем меньшая, чем меньше концентрация раствора.

Пропуская пары кипящей жидкости через холодильник, их можно вновь сконденсировать в жидкость. Этот процесс назы-

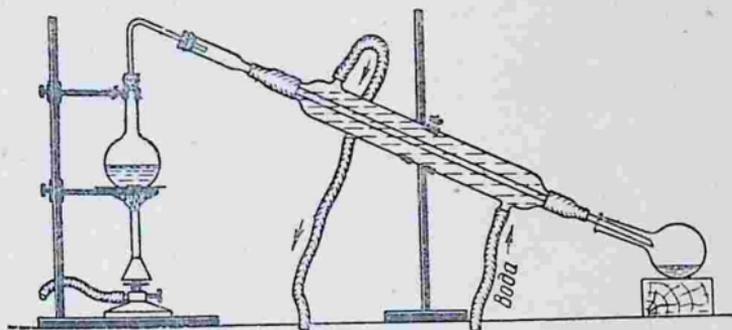


Рис. 11.

вается перегонкой. Получающаяся жидкость бывает или полностью освобождена от растворенных веществ, или содержит их в ничтожном количестве.

Если жидкость после первой перегонки оказывается недостаточно чистой, ее подвергают повторной перегонке.

В том случае, когда жидкость представляет собою смесь растворенных одна в другой нескольких жидкостей, при кипении испаряется в первую очередь та жидкость, которая имеет наименьшую температуру кипения; только после того как эта жидкость почти полностью испарится, начинается перегонка жидкости, имеющей более высокую температуру кипения, и т. д. Это дает возможность разделить жидкую смесь на составные части. Такой процесс называется дробной перегонкой.

Для перегонки жидкостей, имеющих температуру кипения не выше 100° , в лаборатории употребляется холодильник Либиха. Устройство его видно из рис. 11.

Для работы приготовить: 1) холодильник Либиха, 2) колбу с пробкой и газоотводной трубкой, 3) стакан или банку, 4) жидкость для перегонки: природную воду, разбавленный спирт, технический бензол и т. п.

1. Собрать прибор согласно рис. 11 и произвести перегонку жидкости.

2. Проверить качество очистки полученной жидкости, испытать исходную и полученную жидкость реактивами на предполагаемые примеси; например, в случае перегонки природной воды — нитратом серебра на присутствие хлоридов, хлористым барием — на присутствие сульфатов и т. п.

РАБОТА № 4

Получение и соби́рание газов

Многие из включенных в настоящее руководство лабораторных работ связаны с получением и соби́ранием газов. Эти работы выполняются в герметически закрытых приборах, имеющих один только выход для отвода получающегося газа.

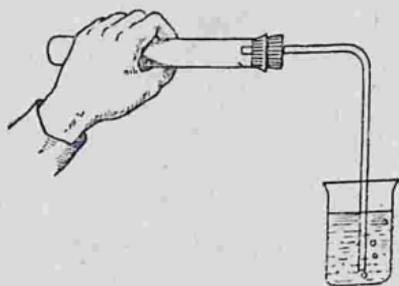


Рис. 12.

До начала работы необходимо проверить, „держит“ ли прибор, т. е. достаточно ли хорошо подогнаны соединительные части прибора: пробки, каучуковые трубки и т. д.

Для несложных приборов, состоящих из сосуда для получения газа и газоотводной трубки, эта проверка может быть выполнена следующим образом: газоотводную трубку опускают в воду, а сосуд нагревают рукой.

Если прибор держит, из трубки должны выходить пузырьки воздуха, а после охлаждения вода должна подняться в трубке на некоторую высоту (рис. 12). Если испытание показывает, что прибор не держит, необходимо проверить соединительные части его и не начинать работы до приведения прибора в полную исправность.

Получаемые газы в зависимости от их плотности можно собирать в открытой посуде или над водой. С различными приемами получения и соби́рания газов вы познакомитесь в данной работе.

Для работы приготовить: 1) стеклянную трубку, 2) пробку, 3) трехгранный напильник, 4) круглый напильник, 5) пробкомаялку, 6) набор сверл, 7) насадку для горелки, 8) штатив с зажимом, 9) стакан, 10) набор пробирок, 11) широкую чашку, 12) основной карбонат меди, 13) бертолетову соль, 14) двуокись марганца, 15) цинк, 16) соляную кислоту 15%-ную, 17) гашеную известь, 18) лучинку.

Опыт 1. Приготовление прибора для получения газа.

1. Отрезать стеклянную трубку длиной 20—25 см. Для этого:
а) положить трубку на стол и нанести на то место, где нужно отрезать, неглубокую царапину, слегка проведя по этому месту острым ребром напильника;

б) взять трубку руками по обе стороны от царапины (рис. 13) и, держа ее царапиной вверх, ломать, стараясь в то же время как бы разорвать ее.

2. Надеть на газовую горелку специальную насадку, благодаря которой получается широкое плоское пламя (рис. 14), внести отрезанную трубку в пламя так, чтобы нагреваемое место

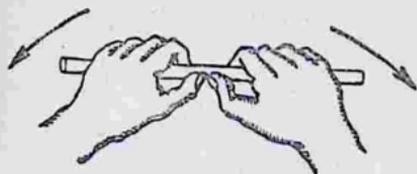


Рис. 13.

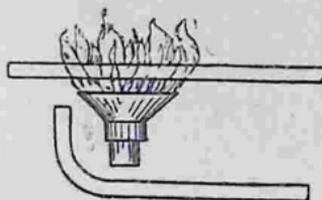


Рис. 14.

было недалеко от одного конца трубки. Держа последнюю двумя руками за оба конца, равномерно вращать ее в одном направлении, пока стекло не делается совсем мягким, после чего начать сгибать трубку, не вынимая ее из пламени и стараясь не перекосить ее. Под конец вынуть трубку из пламени и придать ей окончательно желательный изгиб. Оставить трубку остывать,



Рис. 15.

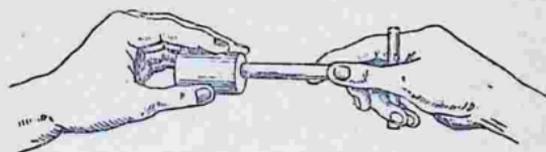


Рис. 17.



Рис. 16.

положив на асбестовую сетку, но отнюдь не прямо на стол, так как стекло еще очень горячо.

3. Оплавить концы полученной трубки, вставив ее краем в верхнюю часть пламени и слегка поворачивая, пока острые края не начнут плавиться.

4. Подобрать пробку к пробирке.

Пробка должна плотно закрывать отверстие пробирки, входя в него, примерно, на половину. Чтобы этого достигнуть, выбирают пробку несколько большего диаметра, чем отверстие пробирки, и обжимают ее пробкомьялкой (рис. 15).

5. Просверлить в пробке отверстие, соответствующее величине диаметра приготовленной трубки. Отверстие делают пробочным сверлом, представляющим собой латунную трубочку с острыми краями. Из имеющегося набора сверл (рис. 16) выбирают такое, диаметр которого немного меньше наружного диаметра вставляемой трубки. При сверлении держат пробку в левой руке и вводят в нее сверло с узкого конца, слегка нажимая на пробку и вращая сверло в одну сторону (рис. 17). Сверлить следует не спеша, стараясь, чтобы сверло шло по оси пробки. Когда сверло дойдет почти до конца, можно поставить пробку на стол, подложив под нее другую, старую пробку, и нажать на сверло сверху. Отнюдь нельзя ставить пробку прямо на стол, так как в этом случае сверло, пройдя сквозь пробку, упрется в дерево и может испортиться.

Окончив сверление, нужно сейчас же вытолкнуть из сверла оставшийся в нем пробочный цилиндр с помощью железного стержня.

6. Вставить в сделанное отверстие стеклянную трубку. Трубка должна плотно, но не слишком туго входить в отверстие пробки. Если отверстие окажется немного мало, можно расширить его круглым напильником.

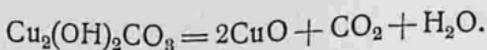
Никогда не следует вставлять трубку в отверстие с большими усилиями, так как при этом она может сломаться и поранить руку. Во избежание поломок надо держать трубку возможно ближе к концу, который вводится в пробку, и во время вдвигания вращать ту или другую.

Перед вдвиганием полезно смочить конец трубки водой.

7. Собрать прибор, как указано на рис. 12, и проверить, держит ли он.

Опыт 2. Получение углекислого газа разложением основного карбоната меди.

При нагревании основной карбонат меди разлагается на окись меди, углекислый газ и воду. Реакция идет по уравнению:



Работа выполняется в приборе, указанном на рис. 18. Так как углекислый газ тяжелее воздуха, то его можно собирать в открытый сосуд. Перед нагреванием соль, находящаяся в пробирке, распределяется, по возможности, ровным слоем вдоль пробирки так, чтобы она не доходила на 2—3 см до зажима. Это достигается легким постукиванием по пробирке. Пробирка должна быть наклонена в сторону открытого конца во избежание стекания конденсирующихся капель воды на нагреваемое место пробирки. Нагревание следует начинать с той части вещества, которая ближе к зажиму.

1. Насыпать в пробирку основной карбонат меди.
2. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепить ее в зажиме штатива. Проверить, держит ли прибор.
3. Нагревать соль до разложения большей ее части.
4. Испытать газ горящей лучинкой и известковой водой.

Опыт 3. Получение водорода и испытание его на чистоту.

Водород получается действием 15%-ной соляной кислоты на цинк. Работа ведется без нагревания. Ввиду легкости водорода, он может быть собран в открытой, перевернутой вверх дном пробирке (см. рис. 19). Для испытания чистоты водорода пробирка, в которой собирается водород, через несколько минут после начала опыта снимается с прибора и, оставаясь все время в опрокинутом состоянии, подносится к пламени горелки. Резкий свист — признак нечистого водорода. Мягкий звук „пп — а!“ — признак, что в пробирке чистый водород.

1. Положить в пробирку кусочек цинка и прилить 15%-ной соляной кислоты.

2. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепить в зажиме штатива.

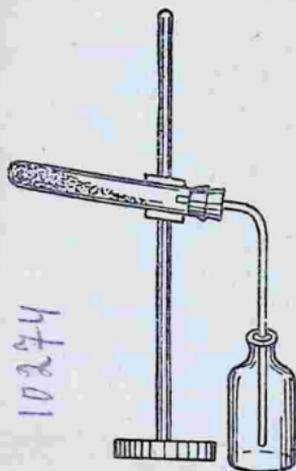


Рис. 18.



Рис. 19.

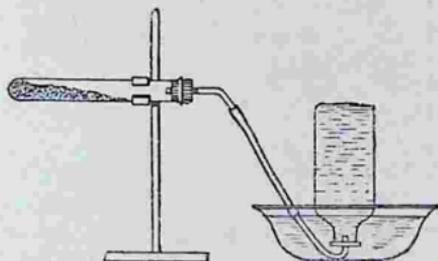


Рис. 20.

3. Накрывать газоотводную трубку пробиркой и через несколько минут испытать собранный водород на чистоту.

Опыт 4. Получение и собиранье кислорода

Кислород получается разложением бертолетовой соли, к которой, в качестве катализатора, прибавляется двуокись марганца. Опыт ведется в приборе, указанном на рис. 20. Газ собирается в опрокинутый и заполненный водой сосуд, погруженный отверстием в ванну с водой. Газоотводная трубка подводится под сосуд после того как весь воздух будет вытеснен из прибора и начнется выделение чистого кислорода.

1. Приготовить прибор.

2. Смешать бертолетову соль с двуокисью марганца и поместить смесь в пробирку приготовленного прибора.

3. Наполнить стеклянную банку водой, закрыть ее отверстием кусочком бумаги и, придерживая бумагу рукой, опрокинуть банку в ванну с водой. Бумагу удалить.

4. Нагревать смесь бертолетовой соли с двуокисью марганца, поднося от времени до времени к отверстию газоотводной трубки тлеющую лучинку. Когда лучинка начнет вспыхивать (признак выделения кислорода), подвести конец газоотводной трубки под отверстие банки с водой. Наполнить банку кислородом.

5. Закрывать отверстие банки под водой кусочком бумаги, вынуть банку из воды, поставить в нормальное положение и, удалив бумагу, испытать содержимое банки тлеющей лучинкой.

ВЕСЫ И ВЗВЕШИВАНИЕ

При выполнении работ, изложенных в этом руководстве, взвешивание производится или на так называемых аптекарских весах (рис. 21), или на более точных химико-технических весах (рис. 22). Для более грубых взвешиваний употребляются весы Беранже (рис. 23).

Аптекарские и химико-технические весы состоят из коромысла, опирающегося ребром прикрепленной к нему посередине призмы на подставку или подвес. К концам коромысла подвешены (тоже на призмах) чашки. К середине коромысла прикреплена стрелка (указатель).

Когда весы не нагружены и находятся в покое, стрелка должна стоять против нулевого деления шкалы, прикрепленной к подставке весов, или — у аптекарских весов — против дуги подвеса.

Чтобы острые ребра призм не тупились слишком быстро, химико-технические весы снабжаются особым приспособлением — арретиром. С помощью арретира можно приподнять коромысло на то время, когда весами не пользуются, так что средняя призма не будет

опираться на подставку, а чашки не будут давить своим весом на ребра крайних призм. Арретир позволяет также задерживать или совсем останавливать качания коромысла во время взвешивания.

Каждые весы рассчитаны на некоторую предельную нагрузку, больше которой на них нельзя взвешивать, не рискуя погнуть коромысло и испортить весы. Обычно аптекарские весы, употребляемые в лабораториях, допускают нагрузку до 100 г, химико-технические — до 1 кг.

Весы бывают различной чувствительности, которая определяется наименьшим грузом, выводящим весы из положения равновесия, когда они нагружены. Например, если чувствительность весов 0,02 г, то равновесие нарушается, если на одну из чашек весов прибавить 0,02 г; меньшего груза эти весы не почувствуют.

Разновески, употребляемые при взвешивании, делаются обыкновенно из латуни и бывают покрыты никелем, а более точные вызолочены или платинированы. Мелкие разновески меньше 1 г делаются из алюминия или из платины.

При работах пользуются набором, состоящим из следующих разновесок:

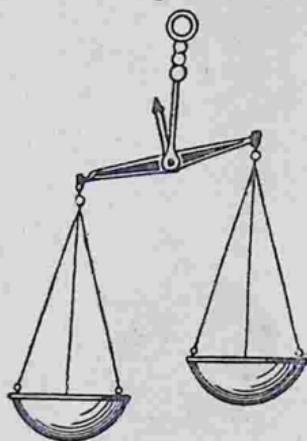


Рис. 21.

500	г	200	г	200	г	100	г
50	"	20	"	20	"	10	"
5	"	2	"	2	"	1	"
0,5	"	0,2	"	0,2	"	0,1	"
0,05	"	0,02	"	0,02	"	0,01	"

Из перечисленных разновесок можно составить любой вес от 0,01 до 1000 г.

Самое взвешивание производится следующим образом. Взвешиваемое тело помещают на левую чашку весов, а на правую накладывают разновески, пока не будет достигнуто равновесие. О равновесии судят по одинаковому отклонению стрелки во

время качаний коромысла вправо и влево от нулевого деления. Разновески необходимо класть на чашку в определенном порядке. Сперва отыскивают в наборе две рядом стоящие разновески, из которых одна легче, другая тяжелее взвешиваемого тела. Поло-

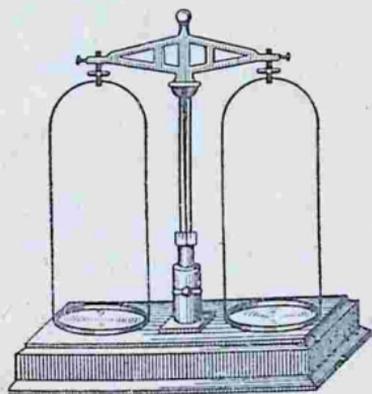


Рис. 22.

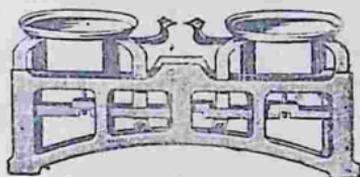


Рис. 23.

жим, что таковыми оказываются разновески в 100 и 50 г. Оставив 50 г на чашке весов, кладут рядом с ними следующую по порядку разновеску (20 г); если этого мало, то следующую и т. д., пока правая чашка не перетянет. Тогда последнюю положенную разновеску снимают, возвращают в ящик, а на ее место кладут следующую по порядку меньшего размера; если и этого много, то кладут следующую меньшую и т. д. Если нужно отвесить определенное количество вещества, например 5 г, то сперва помещают на левую чашку весов стаканчик или часовое стекло и приводят весы в равновесие, насыпая на правую чашку дробь (так называемое тарирование). Затем кладут на правую чашку 5 г, а в стаканчик вносят ложечкой отвешиваемое вещество, пока весы не придут в равновесие.

При взвешивании на химико-технических весах следует каждый раз арретировать весы, перед тем как снимают разновеску или кладут новую. Положив разновеску, достаточно слегка повернуть винт арретира, чтобы уже судить по отклонению стрелки, что нужно делать дальше.

Правила взвешивания

1. Не ставить на чашку весов горячих, мокрых или грязных предметов.

2. Никогда не класть взвешиваемое вещество прямо на чашку весов, а непременно на часовое стекло или в стаканчик.

3. Помещать взвешиваемый предмет на левую чашку, а разновески на правую.

4. При помещении взвешиваемого предмета на весы, а также при снятии или накладывании разновесок арретировать весы, чтобы избежать резких качаний коромысла (у аптекарских весов нужно придерживать при этом чашку рукой).

5. Разновески всегда брать пинцетом, а не руками.

6. Снимая разновески с весов, не класть их на стол, а сейчас же помещать в те гнезда ящика, откуда разновески были взяты.

7. Ни в коем случае не занимать разновески из другого набора. Если взвешивающему нехватает какой-нибудь разновески, значит, он не соблюдал при накладывании их тот обязательный порядок, который был указан выше.

8. Когда достигнуто равновесие, записать найденный вес сперва по пустым гнездам в ящике, а затем проверить запись, ставя разновески на место.

9. Когда производятся два или три последовательных взвешивания в одной работе, производить их на одних и тех же весах с одним и тем же набором разновесок.

10. Не оставлять ничего на весах по окончании взвешивания.

РАБОТА № 5

Определение точного веса тела

Для работы приготовить: 1) несколько различных предметов, занумерованных, с точно установленным весом, как-то: крышек от тигля, пробирок, резиновых пробок, 2) химико-технические или аптекарские весы с разновесом.

1. Получить у лаборанта предмет для взвешивания.

2. Установить вес полученного предмета. Записать его.

3. Показать запись преподавателю для проверки правильности как взвешивания, так и записи.

II. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

Теоретическая подготовка. Прежде чем приступать к выполнению указанных ниже работ, следует основательно проработать по имеющемуся учебнику следующие разделы:

1. Вывод химических формул по весовому составу вещества. Формулы простейшие и истинные.

2. Газовые законы. Уравнение Клапейрона и его применение при расчетах весовых количеств газов.

3. Закон Авогадро. Граммолькулярный объем газа.

4. Определение молекулярных весов газов и паров.

5. Эквиваленты элементов. Закон эквивалентов.

УСТАНОВЛЕНИЕ СОСТАВА ХИМИЧЕСКОГО СОЕДИНЕНИЯ

Весовой состав химического соединения выражается отношением весовых количеств образующих его элементов. По закону постоянства состава это отношение не зависит от количества взятого для исследования вещества.

Весовой состав может быть установлен методом синтеза или методом анализа.

Метод синтеза заключается в получении сложного вещества путем соединения простых веществ (синтез из элементов). Учитывая количества простых веществ, затраченных при этой реакции, не трудно установить весовой состав образовавшегося химического соединения.

При методе анализа определенное количество исследуемого вещества разлагается на составляющие его элементы. Устанавливается точный вес каждого из полученных простых веществ. Отношение этих весов и дает состав сложного вещества.

Пример 1. Требуется установить весовой состав окиси меди. Для этого берут произвольное количество чистой меди, точно ее взвешивают и затем подвергают окислению. По окончании реакции взвешивают образовавшуюся окись меди. Вычисляют вес ушедшего на реакцию кислорода. Отношение веса взятой для реакции меди к весу кислорода и дает весовой состав окиси меди.

Пример 2. Требуется определить весовой состав окиси ртути. Произвольное количество окиси ртути точно взвешивается и подвергается разложению. По окончании реакции взвешивается полученная ртуть. По разности весов взятой окиси ртути и полученной ртути вычисляется вес входившего в состав окиси ртути кислорода. Отношение веса ртути к весу кислорода дает весовой состав окиси ртути.

Весовой состав вещества часто выражают в процентах. Предположим, что в результате разложения окиси ртути отношение весов ртути и кислорода было найдено равным 100 : 8. Это значит, что в 108 вес. частях окиси ртути содержится 100 вес. части ртути и 8 вес. частей кислорода. Перечисляя на проценты, получаем:

$$\text{ртути: } \frac{100 \cdot 100}{108} = 92,6\%;$$

$$\text{кислорода: } \frac{8 \cdot 100}{108} = 7,4\%.$$

Приведенные примеры иллюстрируют простейшие случаи определения состава химических соединений. На практике работа часто протекает гораздо сложнее.

Упражнения. 1. При соединении 0,52 г кальция с хлором получилось 1,45 г хлористого кальция. Выразить состав хлористого кальция в процентах.

$$\text{Отв. Ca} = 35,9\%; \quad \text{Cl} = 64,1\%.$$

2. При разложении 2 г иодистого калия получено 1,53 г иода. Определить состав иодистого калия.

Отв. $J = 76,5\%$; $K = 23,5\%$.

3. При обезвоживании глауберовой соли из 5 г соли было получено 2,205 г безводного сульфата натрия. Рассчитать, сколько молекул кристаллизационной воды приходится на 1 молекулу Na_2SO_4 в глауберовой соли.

Отв. 10.

4. При взаимодействии между хлористым барием и серной кислотой из 1 г хлористого бария получается 1,12 г сульфата бария. Зная, что в состав сульфата бария входит 59% бария, вычислить состав хлористого бария и выразить его в процентах.

Отв. $Ba = \sim 66\%$; $Cl = \sim 34\%$.

РАБОТА № 6

Определение содержания окиси меди в основном карбонате меди¹

Основной карбонат меди при нагревании разлагается на окись меди, углекислый газ и воду. Так как получающиеся при реакции углекислый газ и вода улетучиваются, то по окончании реакции в сосуде, в котором она производилась, остается лишь нелетучая окись меди.

Таким образом, в основной работа сводится к отвешиванию некоторого количества соли и определению количества полученной при разложении окиси меди.

Однако для получения точных результатов выполнение работы требует особых приемов. Если соль будет взвешена отдельно и потом перенесена в сосуд для разложения, а полученная окись меди после опыта будет извлекаться из сосуда, то неминуемо произойдет большая потеря как соли, так и окиси меди, и определение будет неверным. Поэтому взвешивание должно быть произведено вместе с сосудом.

При разложении соли необходимо довести реакцию до конца. Чтобы убедиться в этом, взвешивание сосуда с полученной окисью меди производят несколько раз, прокаливая ее в течение некоторого времени после каждого взвешивания. Прокаливание и взвешивание повторяют до тех пор, пока два следующих друг за другом взвешивания не дадут одинаковых результатов (или, как обыкновенно выражаются, прокаливание ведется до получения постоянного веса).

¹ Так как составными частями всякого сложного вещества являются элементы, то об определении содержания окиси меди в основном карбонате меди можно говорить лишь условно. Под этим выражением понимают определение количества окиси меди, которое может быть получено из данного количества основного карбоната меди. Но окись меди, как таковая, конечно, не содержится в основном карбонате меди она образуется при его разложении из входящих в состав соли элементов — меди и кислорода.

Реакция проводится в фарфоровом тигле. Последний вставляют в проволочный треугольник, положенный на кольцо штатива, и нагревают без особых предосторожностей до полного разложения соли.

Для работы приготовить: 1) штатив с кольцом и треугольником, 2) фарфоровый тигель, 3) химико-технические весы с разновесом, 4) эксикатор, 5) железные щипцы, 6) основной карбонат меди.

1. Прокалить на горелке тигель и поместить его в эксикатор для остывания.

2. Точно взвесить тигель.

3. Грубо взвесить около 2 г соли, предварительно высушенной на водяной бане и сохраняющейся в эксикаторе. Перенести соль во взвешенный тигель и точно взвесить последний вместе с солью.

4. Вставить тигель с солью в проволочный треугольник и нагревать до полного разложения соли.

5. Поместить тигель с образовавшейся окисью меди в эксикатор для остывания.

6. Взвесить тигель вместе с окисью меди.

7. Убедиться в полноте разложения соли путем повторного прокаливания и взвешивания тигля.

8. Вычислить количество взятой соли и количество полученной окиси меди. Выразить содержание окиси меди в основном карбонате меди в процентах по отношению к весу всей соли.

РАБОТА № 7

Определение содержания кристаллизационной воды в медном купоросе

Многие твердые вещества выделяются из водных растворов в виде кристаллов, в состав которых входит вода, химически связанная с твердым веществом в виде целых молекул. Такая вода называется кристаллизационной. Количество ее в кристаллах находится в постоянном отношении к количеству твердого вещества: на каждую молекулу последнего приходится строго определенное число молекул кристаллизационной воды. Это число характерно для данного вещества. Так, например, в кристаллической соде $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ на одну молекулу карбоната натрия приходится 10 молекул воды; в железном купоросе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ на одну молекулу сульфата железа приходится 7 молекул воды и т. д.

Кристаллизационная вода связана с веществом сравнительно слабо. В большинстве случаев кристаллы уже при обыкновенной температуре постепенно теряют кристаллизационную воду, становятся мутными и, в конце концов, рассыпаются в порошок; происходит „выветривание“ кристаллов.

При температуре выше 100° процесс потери кристаллизационной воды идет очень быстро.

Таким образом для определения содержания кристаллизационной воды нужно отвесить некоторое количество вещества, нагреть его до полного удаления кристаллизационной воды и затем установить потерю в весе.

Для работы приготовить: 1) те же приборы, что и для работы № 6, и 2) свежеперекристаллизованный медный купорос.

Технически работа выполняется аналогично работе № 6.

Медный купорос следует взять свежеперекристаллизованный. Навеска 1,5—2 г.

На основании полученных при работе данных вычислить процентное содержание кристаллизационной воды в медном купоросе и рассчитать, сколько молекул кристаллизационной воды приходится на 1 молекулу CuSO_4 в медном купоросе.

РАБОТА № 8

Установление формулы полусернистой меди путем синтеза ее из элементов

Для установления формулы химического соединения необходимо предварительно экспериментальным путем определить, из каких элементов оно состоит и в каких весовых отношениях эти элементы входят в его состав.

При наличии этих данных вывод формулы сводится к простому математическому расчету (см. учебник).

Нужно, однако, помнить, что по весовому составу химического соединения мы можем установить только его простейшую формулу, указывающую наименьшее возможное число атомов каждого элемента в молекуле. Для получения же молекулярной формулы, т. е. формулы, выражающей действительный состав молекулы, необходимо, кроме весового состава, знать еще молекулярный вес данного соединения.

Полусернистая медь образуется при сплавлении серы с медью. Это дает возможность легко определить состав полусернистой меди, а следовательно, и вычислить ее формулу.

Практически определение может быть выполнено следующим образом. Произвольное количество серы расплавляют в тигле. К расплавленной сере прибавляют точно взвешенное количество меди с таким расчетом, чтобы сера оказалась в избытке. По окончании реакции избыток серы выжигают. Определяют вес полученной полусернистой меди. Отсюда находят количество ушедшей на реакцию серы. Установив таким образом состав полусернистой меди, выводят ее формулу.

Для работы приготовить: 1) штатив с кольцом, 2) треугольник для тигля, 3) фарфоровый тигель, 4) железные щипцы, 5) химико-технические весы с разновесом, 6) медные стружки, 7) черную серу.

1. Прокалить тигель, остудить его в эксикаторе и точно взвесить.

2. Поместить в тигель около 2,5 г серы и расплавить ее (*тяга!*).

3. Точно отвесить около 1 г меди.

4. Приподнять крышку тигля, осторожно бросить отвешенную медь в расплавленную серу и тотчас же вновь закрыть тигель.
5. Нагреть смесь до полного выгорания избытка серы и доведения тигля с веществом до постоянного веса.
6. Установить состав и вывести формулу полученного вещества.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНЫХ ВЕСОВ ГАЗОВ И ПАРОВ

Определение молекулярного веса вещества в газообразном состоянии основано на законе Авогадро, согласно которому граммолекулы любых веществ, находясь в газообразном состоянии, при одинаковых условиях давления и температуры должны занимать равные объемы.

Объем, занимаемый граммолекулой газа при нормальных условиях (0° и 760 мм давления), равен $22,4$ л. Таким образом, определив, сколько весят $22,4$ л исследуемого газа при нормальных условиях, мы тем самым найдем и его молекулярный вес.

Практически задача определения молекулярного веса сводится к измерению веса, объема, давления и температуры некоторого количества исследуемого газа. Затем измеренный объем газа приводят к нормальным условиям и вычисляют, сколько весят $22,4$ л газа при нормальных условиях. Полученное число и представляет собой молекулярный вес газа.

Пусть, например, опытным путем установлено, что 380 см³ газа при 21° и 784 мм давления весят $0,488$ г. Требуется определить молекулярный вес газа.

Приводим объем газа к нормальным условиям, пользуясь формулой:

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot 273}{P_0 \cdot T},$$

где V_0 — объем газа при нормальных условиях, V и P — объем и давление газа в условиях опыта, T — абсолютная температура.

Подставляя сюда найденные из опыта величины, получаем:

$$V_0 = \frac{380 \cdot 784 \cdot 273}{760 \cdot (273 + 21)} = 364 \text{ см}^3.$$

Итак, 364 см³ исследуемого газа, взятые при нормальных условиях, весят $0,488$ г. Определяем теперь, сколько весят $22,4$ л. Обозначив искомую величину, численно равную молекулярному весу газа, буквою M , находим:

$$M = \frac{0,488 \cdot 22400}{364} = 30.$$

Упражнения. 1. Привести к нормальным условиям 600 см³ газа, находящихся под давлением 760 мм при температуре 27° .
Отв. 546 см³.

2. Какой объем займут при нормальных условиях 912 см³ газа, находящихся под давлением 720 мм при температуре 15° ?
Отв. 819 см³.

3. Сколько весит литр сероводорода H_2S при нормальных условиях?

Отв. 1,52 г.

4. 150 cm^3 газа весят при нормальных условиях 0,542 г. Определить молекулярный вес газа.

Отв. 80,9.

РАБОТА № 9

Определение молекулярного веса кислорода

Требуемый для этого определения кислород получают путем разложения бертолетовой соли. Вес, объем, температуру и давление кислорода, необходимые для вычисления молекулярного веса, находят следующим образом.

Небольшое количество бертолетовой соли, взятое в соответствии с объемом прибора, в котором производится определение

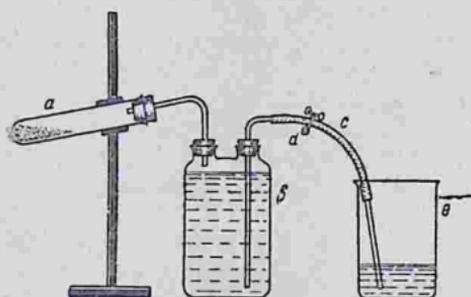


Рис. 24.

склянку *b*, заполненную водой, и своим давлением вытесняет часть воды в стакан *e*.

Вес выделившегося кислорода определяется по разности весов пробирки *a* с бертолетовой солью до опыта и после опыта. Объем кислорода равняется объему вытесненной воды, если только трубка *c* до начала разложения бертолетовой соли вся была заполнена водой.

Давление кислорода можно вычислить, исходя из следующих соображений. Давление внутри прибора над водой складывается из давления кислорода и давления насыщенных водяных паров. Если вода в склянке и стакане *e* будет стоять на одинаковом уровне, то давление внутри прибора будет равняться атмосферному, которое может быть определено по барометру. Вычитая из последнего давление водяных паров при данной температуре (см. табл. 1), находят парциальное давление кислорода.

Для определения температуры кислорода прибор по окончании реакции оставляют некоторое время неразобраным. После этого можно считать, что температура внутри прибора равна температуре наружного воздуха.

Сложность этой работы заключается в том, что она требует соблюдения ряда условий, без чего не могут получиться хорошие результаты.

1. Если разложение бертолетовой соли производится при высокой температуре, то образующийся в результате реакции KCl частично улетучивается вместе с кислородом. В этом случае потеря в весе пробирки с бертолетовой солью уже не даст нам веса выделившегося кислорода, а будет складываться из веса кислорода и веса удалившегося KCl .

Во избежание этого необходимо вести реакцию при возможно низкой температуре, что достигается применением в качестве катализатора двуокиси марганца. Реакцию следует вести возможно медленнее.

2. Прибор должен хорошо держать, иначе произойдет потеря кислорода.

3. Трубка *c* вся должна быть заполнена водой. В противном случае часть воды, вытесненной кислородом, пойдет на заполнение трубки.

4. По окончании работы трубка *c* должна оставаться в стакане с водой, для того чтобы по мере сжатия газов внутри прибора вследствие охлаждения вода могла обратно переходить из стакана *e* в склянку *b*. Иначе объем воды будет соответствовать объему кислорода не при температуре наружного воздуха, а при той температуре, которая была во время опыта. Кроме того, если преждевременно вынуть трубку *c*, то нельзя будет установить давление кислорода.

5. Количество взятой бертолетовой соли должно быть таково, чтобы объем полученного кислорода не превышал объема склянки и объема стакана. Иначе кислород, вытеснив всю воду, прорвется наружу или вытесненная вода не поместится в стакане. Так как 1 г бертолетовой соли дает около 0,3 л кислорода, то сообразно этому и должно быть рассчитано количество бертолетовой соли.

Бертолетова соль и двуокись марганца должны быть предварительно высушены. Особенно это касается двуокиси марганца, которая очень гигроскопична. Ее следует прокалить до полного удаления влаги.

Для работы приготовить: 1) прибор согласно рис. 24, 2) штатив с зажимом, 3) стакан на 500 см³, 4) химико-технические весы с разновесом, 5) бертолетову соль, 6) двуокись марганца.

1. Рассчитать приблизительно, сообразуясь с объемом прибора, необходимое количество бертолетовой соли и грубо отвесить его на технических весах.

2. Смешать бертолетову соль с растертой в порошок двуокисью марганца. Высушить пробирку, всыпать в нее приготовленную смесь и все вместе взвесить.

3. Заполнить трубку *c* водой. Для этого открыть зажим *d* на трубке и вдунуть в прибор воздух через открытый конец газотводной трубки, идущей из пробирки *a*. По заполнении трубки водой закрыть зажим.

4. Присоединить пробирку со смесью бертолетовой соли и двуокиси марганца к прибору и проверить, держит ли он. Для этого открыть зажим *d* при трубке *c*. Трубка *c* является сифоном, который, однако, может действовать только в том случае, если в склянку *b* свободно проникает воздух. Поэтому, если при открытом зажиме вода из прибора не вытекает, то это значит, что прибор держит.

5. Налить в стакан *e* немного воды и опустить в нее свободный конец трубки *c*. Поднять стакан настолько, чтобы вода в нем и в склянке стояла на одинаковом уровне. Открыть на короткое время зажим и снова его закрыть. Этим достигается выравнивание давления внутри прибора и снаружи.

6. Вылить воду из стакана и поставить стакан на прежнее место. Открыть зажим и приступить к разложению бертолетовой соли, осторожно нагревая пробирку.

7. Когда в стакане наберется достаточное количество воды (400—500 см³), прекратить нагревание и оставить прибор охлаждаться, не разбирая его.

8. Когда прибор охладится, снова установить стакан и склянку так, чтобы вода в них стояла на одном уровне, после чего закрыть зажим трубки *c*.

9. Измерить мензуркой объем вытесненной в стакан воды.

10. Отделить пробирку со смесью от прибора и взвесить ее. Вычислить вес выделившегося в результате реакции кислорода.

11. Рассчитать по полученным данным молекулярный вес кислорода.

ТАБЛИЦА I

Упругость насыщенного водяного пара при температурах от 13 до 24° в мм ртутного столба

<i>t</i> °C	<i>p</i>	<i>t</i> °C	<i>p</i>	<i>t</i> °C	<i>p</i>
13	11,23	17	14,53	21	18,65
14	11,99	18	15,48	22	19,83
15	12,79	19	16,48	23	21,07
16	13,63	20	17,54	24	22,38

РАБОТА № 10

Определение молекулярного веса углекислого газа

Так как углекислый газ тяжелее воздуха, то данные, необходимые для вычисления его молекулярного веса, могут быть получены следующим образом.

Сухую, предварительно взвешенную вместе с воздухом колбу заполняют углекислым газом и снова взвешивают. Затем определяют объем колбы, для чего колбу наполняют водой и опять взвешивают. Вычитая из веса колбы с водой вес колбы с воздухом, находят вес воды, заполняющей колбу, а следовательно,

и объем колбы. (Весом воздуха при этом пренебрегают.) Определив объем колбы, вычисляют вес воздуха в объеме колбы, что дает возможность установить чистый вес колбы. Зная последний, легко вычислить и вес наполняющего колбу углекислого газа. Температура при всех расчетах берется комнатная, давление — по барометру.

Для работы приготовить: 1) химико-технические весы с разновесом, 2) весы Беранже с разновесом, 3) колбу емкостью около 500 см³ с тщательно подогнанной к ней пробкой, 4) аппарат Киппа для получения углекислого газа, 5) лучинку.

1. Высушить колбу, закрыть ее пробкой и взвесить на химико-технических весах возможно точнее.

2. Опустить в колбу до дна газоотводную трубку от аппарата Киппа и наполнить колбу доверху углекислым газом, высушенным пропусканием сквозь промывную склянку с серной кислотой. (Испытание на полноту вытеснения воздуха производят горячей лучинкой, которая, будучи поднесена к отверстию колбы, должна гаснуть.)

3. Плотно закрыть отверстие колбы пробкой и точно взвесить ее на химико-технических весах.

4. Отметить на горлышке колбы чертой, докуда доходит нижний конец пробки. Заполнить колбу до черты водой и взвесить на весах Беранже.

5. Вычислить объем колбы.

6. Определить по барометру и термометру давление и температуру комнатного воздуха.

7. Рассчитать вес заполняющего колбу воздуха, приведя объем его к нормальным условиям и имея в виду, что 1 л воздуха при нормальных условиях весит 1,29 г.

8. Вычислить вес углекислого газа в объеме колбы и определить его молекулярный вес.

РАБОТА № 11

Определение молекулярного веса хлороформа или эфира в парообразном состоянии

Определение молекулярного веса пара может быть выполнено следующим образом.

Стеклянный шарик, наполненный воздухом, взвешивается; после этого вводится в шарик некоторое количество исследуемой жидкости; последняя испаряется при определенной температуре. Получающиеся пары вытесняют воздух и заполняют собой весь шарик. Заполненный паром шарик вновь взвешивается.

Объем пара устанавливается по емкости шарика, а вес — по разнице весов шарика, наполненного воздухом, и шарика, наполненного паром. Температура пара равняется температуре, при которой производилось испарение жидкости. Давление пара одинаково с давлением наружного воздуха.

Для введения в шарик жидкости к нему припаивается стеклянная трубка, вытянутая на конце в тонкий капилляр¹. Шарик нагревается, и капилляр опускается в исследуемую жидкость. При охлаждении давление внутри шарика уменьшается, и жидкость засасывается в него.

Для испарения легкокипящих жидкостей, к каковым относятся хлороформ и эфир, шарик опускают в кипящую воду. По испарении всей жидкости конец капилляра запаивается пламенем горелки.

Чтобы определить объем шарика, капилляр опускают в воду и под водой обламывают его — вода заполняет шарик. Шарик с водой взвешивается. С некоторой погрешностью разница в весе шарика с водой и шарика с воздухом может быть принята равной весу воды, а объем шарика в куб. сантиметрах можно считать равным числу граммов вошедшей в него воды. При более точных расчетах следует ввести поправку на вес воздуха и на температуру воды.

Вес совершенно пустого шарика вычисляют путем вычитания из веса шарика с воздухом веса воздуха в объеме шарика, исходя из того, что 1 л воздуха весит при нормальных условиях приблизительно 1,29 г.

Вес паров исследуемой жидкости определяется по разности между весом шарика с парами и весом пустого шарика.

Для работы приготовить: 1) стеклянный шарик емкостью около 200 см³ с припаянной трубкой, оттянутой в капилляр, 2) водяную баню, 3) весы Беранже, 4) химико-технические весы, 5) разновес, 6) исследуемую жидкость.

1. Высушить и взвесить шарик с воздухом.
2. Засосать в шарик некоторое количество исследуемой жидкости и поместить шарик в кипящую воду. По испарении всей жидкости шарик запаять.
3. Вынуть из водяной бани шарик, заполненный парами, вытереть его, охладить и взвесить.
4. Опустить трубочку шарика в воду и под водой обломать капилляр. Дождаться, чтобы шарик целиком заполнился водой.
5. Взвесить шарик с водой.
6. Вычислить вес паров и их объем. Температуру принять равной 100° (температура кипящей воды), а давление равным барометрическому.
7. Вычислить молекулярный вес пара исследуемой жидкости.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА ЭЛЕМЕНТА

Эквивалентом элемента называется весовое количество его, соединяющееся с 1,008 весовыми частями водорода или с 8 весовыми частями кислорода, или замещающее такие же количества водорода или кислорода в соединениях.

¹ Шарик с припаянной к нему трубкой можно заменить колбочкой, плотно закрываемой пробкой со вставленной стеклянной трубкой, вытянутой в капилляр.

Отсюда вытекает, что эквивалент элемента может быть определен из состава его водородных или кислородных соединений, а также путем учета весового количества водорода, вытесняемого взятым количеством элемента при реакциях замещения. В тех случаях, когда определение эквивалента указанными способами затруднительно, он может быть определен из соединений данного элемента с другими, эквиваленты которых известны. Последний способ основан на законе, согласно которому элементы соединяются друг с другом в отношении их эквивалентов. Зная эквивалент одного элемента и определив, какое весовое количество другого элемента соединяется с одним эквивалентом первого, мы тем самым определяем эквивалент второго элемента.

Упражнения. 1. Соединение углерода с водородом содержит 75% углерода и 25% водорода. Вычислить эквивалент углерода.

$$x = 1,457$$

Отв. 3.

2. На окисление 8 г ртути пошло 448 см³ кислорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалент ртути.

Отв. 100.

3. 0,5 г алюминия вытесняют из кислоты 0,622 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалент алюминия.

Отв. 9.

4. 0,325 г кальция вытесняют из воды 250 см³ водорода при температуре 27° и давлении 608 мм. Определить эквивалент кальция.

Отв. 20.

5. Эквивалент натрия 23. Каков эквивалент серы в сернистом натрии, если при образовании его 9,2 г натрия соединяются с 6,4 г серы?

Отв. 16.

РАБОТА № 12

Определение эквивалента цинка методом вытеснения водорода

Сущность этой работы заключается в определении количества водорода, вытесняемого произвольно взятым количеством цинка. Выполнить ее можно, пользуясь изображенным на рис. 25 прибором.

Колба Вюрца *a* закрывается резиновой пробкой со вставленной в нее стеклянной палочкой с крючком на конце. Палочка смазывается вазелином, благодаря чему она может свободно двигаться в пробке. До опыта в колбу наливают некоторое количество кислоты. Точно взвешивают кусочек цинка и привязывают его ниточкой к концу палочки. Колбу закрывают, следя, чтобы цинк не касался кислоты. После этого колбу укрепляют на штативе, как указано на рис. 25. Газоотводная трубка

колбы присоединяется к вульфовской склянке *b*. После проверки, держит ли прибор, выравнивают внутреннее и наружное давления, как указано в работе № 9. Затем воду из стакана *e* выливают и стакан ставят на свое место. Осторожно сдвигают палочку с привязанным к ней цинком так, чтобы последний полностью погрузился в кислоту. Тотчас же начинается реакция. Выделяющийся водород из колбы Вюрца идет в вульфовскую склянку, вытесняя оттуда воду, которая по трубке *c* перетекает в стакан *e*. Под конец реакцию смесь немного подогревают для ускорения реакции.

По окончании реакции прибор в течение некоторого времени оставляют стоять, чтобы водород внутри прибора принял температуру наружного воздуха. Спустя 10—15 мин. выравнивают давление внутри и снаружи прибора (см. работу № 9) и измеряют объем вытесненной воды. Этот объем и дает объем выделившегося водорода. Температура и давление водорода будут равняться температуре и давлению наружного воздуха.

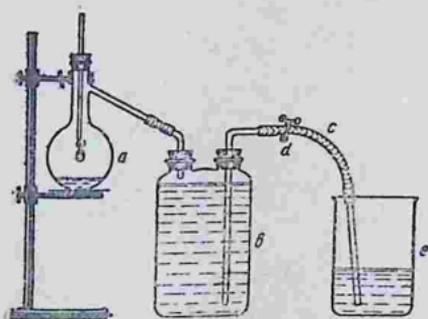


Рис. 25.

Для работы приготовить:
 1) прибор согласно рис. 25, 2) стакан на 500 см³, 3) химико-технические весы с разновесом, 4) штатив с кольцом и зажимом, 5) асбестовую сетку, 6) цинк, 7) соляную кислоту 15%-ную.

1. Взвесить около 1 г цинка и привязать его ниточкой к стеклянной палочке.

2. Налить в колбу *a* кислоты, собрать прибор, проверить, держит ли он, и уравнять давление внутри и снаружи прибора.

3. Сдвинуть палочку с цинком до полного погружения цинка в кислоту.

4. Довести реакцию до конца.

5. Уравнять температуру и давление внутри прибора и снаружи.

6. Измерить объем вытесненной воды.

7. Вычислить эквивалент цинка (при расчете учесть, что давление водорода в приборе равняется наружному давлению минус упругость водяного пара).

РАБОТА № 13

Определение эквивалента магния из его окиси

Работа заключается в определении состава окиси магния. Эквивалент вычисляется непосредственно из установленного состава.

В экспериментальной части работа сводится к окислению точно взвешенного количества магния и определению веса

полученной окиси магния. Окисление производится азотной кислотой, превращающей магний в его нитрат. Как и многие другие соли азотной кислоты, эта соль при нагревании разлагается, причем выделяются окислы азота, которые улетучиваются. Остается одна только окись магния.

Отсюда ясно, что если реакцию вести в заранее взвешенной посуде, полученный в результате реакции раствор выпарить, остаток прокалить и взвесить вместе с посудой, то таким образом можно установить вес полученной окиси магния. Зная вес взятого магния и полученной окиси, нетрудно рассчитать состав окиси, а следовательно, и эквивалент магния.

Для работы приготовить: 1) штатив с кольцом, 2) асбестовую сетку, 3) фарфоровую чашечку, 4) химико-технические весы с разновесом, 5) лепточку магния, 6) разбавленную азотную кислоту 1:2.

1. Высушить и точно взвесить небольшую фарфоровую чашечку.

2. Точно взвесить около 0,2 г магниевой ленты, очищенной от окиси.

3. Положить магний в чашечку и приливать понемногу азотную кислоту до полного растворения магния.

4. Выпарить полученный раствор, поместив чашечку на асбестовую сетку. Внимательно следить за тем, чтобы раствор не разбрызгивался, особенно в конце опыта.

5. Осторожно прокалить на голом огне чашечку с солью до полного разложения соли.

6. Установить точный вес чашечки с полученной окисью магния, убедившись в полноте разложения соли доведением чашечки с окисью магния до постоянного веса.

7. Вычислить состав окиси магния и эквивалент магния.

Примечание. Аналогичным путем можно определить эквиваленты многих других металлов, например цинка или меди.

РАБОТА № 14

Определение эквивалента натрия из соединения его с хлором

Работа заключается в определении состава хлористого натрия и вычислении из этого состава эквивалента натрия по известному эквиваленту хлора, равному 35,5.

В экспериментальной части работа сводится к получению хлористого натрия из металлического натрия. Точно отвешенное количество последнего растворяется в воде. Образующийся в результате реакции едкий натр нейтрализуется соляной кислотой. Полученный таким образом раствор поваренной соли помещается во взвешенную фарфоровую чашечку и выпаривается досуха. Чашечка с солью взвешивается. Вычисляется вес соли и вес вошедшего в ее состав хлора. Таким образом находят состав поваренной соли, откуда уже легко вычислить эквивалент натрия.

Сложность этой работы заключается в легкой окисляемости натрия и трудности взвешивания его, а также в некоторой опасности, с которой сопряжено растворение металлического натрия в воде. Во избежание последней натрий растворяется небольшими кусочками, заранее приготавливаемыми препаратом.

Для работы приготовить: 1) штатив с кольцом, 2) асбестовую сетку, 3) небольшой стаканчик на 25—50 см³, 4) фарфоровую чашечку на 100 см³, 5) стеклянную палочку, 6) небольшую пипетку, 7) химико-технические весы с разновесом, 8) металлический натрий свежеочищенный, нарезанный очень маленькими кусочками и содержащийся в керосине, 9) 2N раствор соляной кислоты, 10) фенолфталеин, 11) керосин, 12) пинцет, 13) фильтровальную бумагу.

1. Налить в стаканчик немного керосина и точно взвесить стаканчик вместе с керосином.

2. Получить у препаратора несколько кусочков металлического натрия и бросить их во взвешенный стаканчик с керосином¹.

3. Взвесить стаканчик с керосином вместе с натрием.

4. Приготовить второй стакан и налить в него 20—30 см³ воды.

5. Вынуть пинцетом из керосина кусочек натрия, осторожно обсушить его фильтровальной бумагой и бросить в стакан с водой. Во время растворения отнюдь не наклоняться над стаканом, так как в конце растворения иногда происходит вспышка, и брызги едкого натра могут попасть в лицо. Когда первый кусочек натрия растворится, бросить в воду второй кусочек и т. д., пока весь натрий не будет растворен в воде.

6. Опустить в полученный раствор каплю фенолфталеина и прибавлять к нему по каплям при постоянном перемешивании соляную кислоту до тех пор, пока раствор не обесцветится.

7. Точно взвесить фарфоровую чашечку. Перелить в нее из стакана нейтрализованный раствор, ополоснуть стакан небольшим количеством воды и слить воду в ту же чашечку.

8. Выпарить полученный раствор, поместив чашечку на асбестовую сетку. Внимательно следить за тем, чтобы раствор не разбрызгивался, особенно в конце опыта.

9. Чашечку с солью слегка прокалить, дать остыть и взвесить.

10. Установить вес соли, вычислить состав ее и эквивалент натрия, считая эквивалент хлора равным 35,5.

III. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие вопросы:

1. Скорость химических реакций.

2. Закон действующих масс.

¹ Заранее приготовленные кусочки натрия вынимаются препаратом по одному из керосина, быстро высушиваются фильтровальной бумагой и бросаются в приготовленный и взвешенный стакан с керосином. Общее число их для одного опыта должно быть таково, чтобы вес их не превышал 0,3—0,4 г.

3. Влияние температуры на скорость реакций.
4. Химическое равновесие.
5. Влияние изменения концентраций на равновесие.

РАБОТА № 15

Изменение скорости реакции взаимодействия гипосульфита с серной кислотой в результате изменения температуры и концентрации

Реакция между гипосульфитом и серной кислотой идет по следующему уравнению:



Выделяющаяся сера вызывает помутнение раствора. Однако помутнение становится заметным только после того, как концентрация серы достигает определенной величины. Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, зависит от скорости реакции. Это дает возможность судить об относительной скорости реакции. Если, например, в одном случае помутнение наступает через 30 сек. от начала реакции, а в другом случае через 60 сек., то это означает, что в первом случае скорость реакции больше, чем во втором, в 2 раза.

Для работы приготовить: 1) стойку с пробирками, 2) штатив с кольцом и сеткой, 3) термометр, 4) химический стакан на 500—600 см³, 5) пипетку на 5 см³, 6) 2%-ный раствор серной кислоты, 7) 2%-ный раствор гипосульфита.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от температуры

1. Налить в одну пробирку 10 см³ серной кислоты, в другую 10 см³ раствора гипосульфита. Поставить обе пробирки в стакан с водой и подождать несколько минут, пока растворы не примут температуру воды. Измерить температуру воды.

2. Смешать оба раствора и наблюдать по секундомеру или метроному, через сколько времени наступит помутнение растворов.

3. Повторить опыт при температуре на 10° выше. Для этого после помещения пробирок с растворами в стакан с водой нагреть воду в стакане до требуемой температуры.

4. Высчитать, во сколько раз увеличилась скорость реакции.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

1. Приготовить 3 раствора серной кислоты разной концентрации следующим образом: в одну пробирку налить 15 см³ 2%-ного раствора кислоты, в другую — 10 см³ той же кислоты и 5 см³ дистиллированной воды, в третью — 5 см³ кислоты и 10 см³ воды.

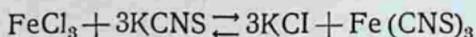
2. Поочередно приливать к каждому раствору по 5 см³ раствора гипосульфита, быстро перемешивать растворы путем переворачивания закрытой пальцем пробирки и наблюдать, через сколько времени после приливания гипосульфита наступает помутнение.

3. Рассчитать, как должны отличаться друг от друга скорости реакций в приготовленных смесях, и сравнить результат расчета с числами, полученными на опыте.

РАБОТА № 16

Наблюдение сдвига равновесия вследствие изменения концентрации реагирующих веществ

Для опыта удобно воспользоваться следующей реакцией:



Из веществ этой системы $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ является интенсивно окрашенным в вишневый цвет. Поэтому всякое изменение его концентрации отзывается на интенсивности окраски раствора. Это дает возможность наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

Предположим, что мы увеличили концентрацию FeCl_3 или KCNS . Тотчас же увеличится и скорость прямой реакции, что повлечет за собой увеличение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, а следовательно, усиление интенсивности окраски раствора. Наоборот, увеличение концентрации KCl сдвинет равновесие в обратную сторону, и интенсивность окраски уменьшится.

Для работы приготовить: 1) стойку с пробирками, 2) пипетки на 5 см³ и 10 см³, 3) разведенный раствор FeCl_3 , 4) разведенный раствор KCNS , 5) концентрированный раствор FeCl_3 , 6) концентрированный раствор KCNS , 7) хлористый калий кристаллический.

1. Отмерить пипеткой по 10 см³ очень разведенных растворов роданистого калия и хлорного железа, приготовленных с таким расчетом, чтобы равные объемы их содержали как раз требуемые уравнением реакции количества веществ. Смешать отмеренные растворы.

2. По 5 см³ полученной смеси налить в четыре чистых пробирки одинакового диаметра. Оставив первую пробирку для сравнения, добавить:

а) во вторую пробирку — несколько капель концентрированного раствора FeCl_3 ;

б) в третью пробирку — несколько капель концентрированного раствора KCNS ;

в) в четвертую пробирку — щепотку твердого KCl .

Слегка взболтать содержимое пробирок.

Сравнить интенсивность окрасок полученных растворов с окраской раствора в контрольной пробирке и определить направление сдвига равновесия в каждом случае.

¹ Растворы роданистого калия и хлорного железа должны содержать:

концентрированные — 194 г KCNS и 108 г FeCl_3 в 1 л
разведенные — 3,29 г KCNS и 1,8 г FeCl_3 в 1 л

IV. РАСТВОРЫ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие вопросы:

1. Сущность процесса растворения. Равновесие в насыщенном растворе.
2. Тепловой эффект растворения. Образование сольватов и гидратов. Кристаллогидраты.
3. Растворимость твердых веществ и газов в воде. Закон Генри-Дальтона. Кривые растворимости.
4. Замерзание и кипение растворов. Криоскопический и эбулиоскопический методы определения молекулярного веса.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТ РАСТВОРЕНИЯ И ГИДРАТАЦИИ

При растворении твердого вещества происходит разрушение его кристаллической решетки и распределение молекул (или ионов) по всей массе растворителя, что связано с затратой энергии. Поэтому процесс растворения сопровождается понижением температуры, если только одновременно не происходят какие-либо побочные процессы.

Теплотой растворения данного вещества называется то количество тепла, которое поглощается при растворении одной граммолекулы его.

При практическом определении теплоты растворения устанавливают сначала количество тепла, поглощающегося при растворении произвольно выбранной навески. Так как количество поглощенного тепла пропорционально количеству растворенного вещества, то в дальнейшем теплота растворения вычисляется из данных опыта.

Определение производится в калориметре. Устанавливается количество воды в калориметре, температура ее до растворения и температура после растворения. Это дает возможность вычислить количество поглощенного или выделенного тепла. При точных измерениях принимается еще в расчет изменение температуры самого калориметра и теплоемкость образующегося раствора. В наших работах этими изменениями можно пренебречь. Расчет производится следующим образом.

Обозначим количество воды в калориметре буквой A , температуру до растворения буквой t_1 , а после растворения — буквой t_2 , навеску вещества буквой a , молекулярный вес растворяемого вещества буквой M , количество поглощенного тепла буквой q и теплоту растворения буквой Q , тогда:

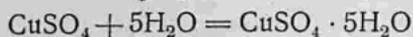
$$q = A(t_2 - t_1);$$

$$Q = \frac{q}{a} M;$$

$$Q = \frac{A(t_2 - t_1)}{a} M.$$

Помимо разрушения кристаллической решетки и распределения растворенного вещества в растворителе, при растворении

вещества часто идет процесс гидратации, т. е. соединение молекул или ионов растворяемого вещества с молекулами воды. Например, при растворении CuSO_4 происходит образование гидрата:



Гидратация — экзотермический процесс. Поэтому при растворении вещества, подвергающегося гидратации, общий тепловой эффект будет представлять собой алгебраическую сумму тепловых эффектов обоих процессов — собственно растворения и гидратации.

Отсюда следует, что для вычисления теплоты гидратации нужно отдельно определить теплоту растворения гидратированного вещества (или это число взять из справочника) и вычесть ее из общего теплового эффекта, получаемого при растворении одной граммолекулы негидратированного вещества. Например, для определения теплоты гидратации сульфата меди нужно:

1. Определить тепловой эффект при растворении кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

2. Определить тепловой эффект при растворении безводной соли.

3. Из теплового эффекта, полученного при втором опыте и перечисленного на одну граммолекулу, вычесть тепловой эффект, полученный при первом опыте, также перечисленный на одну граммолекулу.

РАБОТА № 17

Определение теплоты растворения нитрата аммония

Для работы приготовить: 1) калориметр, 2) термометр с делениями до $0,1^\circ$, 3) весы Беранже, 4) аптекарские или химико-технические весы, 5) пробирку, 6) нитрат аммония, 7) вазелин, 8) лупу.

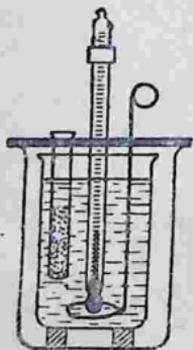


Рис. 26.

1. Ознакомиться с устройством калориметра (рис. 26).

2. Вынуть внутренний стакан, взвесить его на весах Беранже, налить в него около 300 см^3 воды и вновь взвесить.

3. Высушить пробирку, насыпать в нее до $\frac{1}{3}$ сухого нитрата аммония, закрыть пробкой, слегка смазать снаружи вазелином и взвесить пробирку с содержимым.

4. Собрать калориметр и вставить в него пробирку, как указано на рис. 26.

5. Минут через 5, слегка перемешивая воду мешалкой, точно измерить температуру воды в калориметре.

6. Вынуть пробирку из калориметра, высыпать соль в воду, перемешать жидкость до полного растворения соли и точно измерить температуру.

7. Взвесить пробирку с остатками соли и вычислить вес растворенной соли.

8. Вычислить теплоту растворения соли.

РАБОТА № 18

Определение теплоты гидратации сульфата меди

Для работы приготовить: 1) то же, что для работы № 17, но с заменой нитрата аммония медным купоросом, 2) фарфоровую чашечку, 3) штатив с кольцом, 4) стеклянную палочку.

1. Подготовить калориметр, как при работе № 17.
2. Поместить медный купорос в фарфоровую чашечку и нагревать на голом огне при перемешивании стеклянной палочкой до полного обезвоживания.
3. Всыпать обезвоженную соль в совершенно сухую пробирку, взвесить пробирку вместе с солью и поместить в калориметр, как в работе № 17.
4. Дальнейшие этапы работы провести аналогично работе № 17.
5. Вычислить тепловой эффект растворения безводного сульфата меди и, зная, что теплота растворения медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = -2700 \text{ г/кал}$, вычислить теплоту гидратации сульфата меди.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ ТВЕРДЫХ И ГАЗООБРАЗНЫХ ВЕЩЕСТВ

Растворимость выражается содержанием растворенного вещества в насыщенном растворе.

Растворимость твердых и жидких веществ обычно выражают числом граммов растворенного вещества в 100 г растворителя или в 100 г раствора. Растворимость газов большей частью выражают числом объемов газа, растворяющихся в одном объеме растворителя. Зависимость растворимости от температуры изображают кривыми растворимости.

РАБОТА № 19

Определение растворимости бихромата калия при разных температурах и построение кривой растворимости

Работа выполняется следующим образом.

Готовят насыщенный раствор соли при температуре, близкой к температуре кипения, и оставляют его кристаллизоваться. При начале кристаллизации определяют температуру раствора, отливают от него несколько куб. сантиметров в чашечку, вес которой известен, и взвешивают вместе с чашечкой. Выпарив взятую пробу досуха, устанавливают вес соли во взятом количестве раствора, отсюда вычисляют растворимость соли при данной температуре. (Для этого из веса раствора вычитают вес соли—получается вес воды. Вычисляют, сколько соли было растворено в 100 г воды.)

Затем определяют температуру несколько остывшего раствора и вновь отбирают пробу. С этой пробой поступают так же, как

с предыдущей, в результате чего определяют растворимость взятой соли при новой температуре. Эту операцию повторяют столько раз, сколько точек желательного установить.

По окончании экспериментальной части работы строят систему координат, на оси абсцисс откладывают температуру, на оси ординат — растворимость. Наносят на график найденные числа и вычерчивают кривую растворимости.

Для работы приготовить: 1) штатив с кольцом и сеткой, 2) фарфоровую чашечку, 3) стакан на 200 см³, 4) стеклянную палочку, 5) аптекарские или химико-технические весы с разновесом, 6) термометр, 7) бихромат калия, 8) фарфоровую ступку с пестиком.

1. Высушить и взвесить фарфоровую чашечку.

2. Нагреть в стакане до кипения 75—100 см³ воды. Вычислить, какое приблизительно количество соли потребуется растворить во взятом количестве воды, чтобы получить насыщенный при 80—90° раствор¹. Отвесить вычисленное количество соли. Растворить соль в порошок и растворить ее в кипящей воде, прибавляя небольшими порциями. Оставить раствор кристаллизоваться.

3. Когда начнется кристаллизация, измерить температуру раствора и отлить от него около 5 см³ во взвешенную фарфоровую чашечку.

4. Взвесить чашечку с раствором.

5. Выпарить полностью раствор и взвесить чашечку с остатком.

6. Занести результаты в следующую таблицу.

Растворимость двуххромовокислого калия при разных температурах

Температура	Вес чашечки	Вес чашечки с раствором	Вес взятого раствора	Вес чашечки с солью	Вес соли	Растворимость соли

7. Измерить температуру несколько остывшего тем временем раствора, вновь отлить от него пробу и поступить с ней так же, как с первой.

8. Повторить отбор пробы и дальнейшие операции с ней еще при 3—4 температурах.

9. Построить график растворимости.

РАБОТА № 20

Определение растворимости воздуха в воде

Растворимость газов при повышении температуры уменьшается. Поэтому при нагревании воды, в которой растворен газ, последний будет выделяться в виде пузырьков. Если при этом сосуд, в котором производится нагревание воды, соединен газотводной трубкой с приемником для газа, то выделяющийся г

¹ Растворимость $K_2Cr_2O_7$ при 80°—69,8 г на 100 г воды, при 90°—82 на 100 г воды.

можно собрать и измерить. На этом основан способ определения растворимости воздуха в воде.

Колба *A* (рис. 27) заполняется до краев водой и закрывается пробкой с газоотводной трубкой, тоже заполненной водой. Температура воды предварительно измеряется. Конец трубки опускается в воду и подводится под измерительный цилиндр *B*, заполненный водой и опрокинутый вверх дном. Прибор должен быть собран так, чтобы в колбе и трубке совершенно не осталось воздуха. Колба нагревается до кипения. Выделяющийся воздух собирается в цилиндре. Для полного выделения воздуха воду кипятят в течение 2—3 мин.

Образующиеся пары воды охлаждаются и конденсируются в стакане.

По окончании кипячения прибор оставляют охлаждаться до тех пор, пока вода в стакане не примет температуру окружающего воздуха. После этого поднятием или опусканием цилиндра выравнивают уровни воды внутри цилиндра и в стакане и замечают объем выделенного воздуха.

Объем воды в колбе измеряют мензуркой. Перечислением определяют, сколько куб. сантиметров воздуха растворяется в 1 л воды при измеренной температуре.

Для работы приготовить: 1) колбу на 500 см³ с пробкой и газоотводной трубкой согласно рис. 27, 2) измерительный цилиндр на 50 см³, 3) батарейный стакан, 4) штатив с кольцом, зажимом и асбестовой сеткой, 5) мензурку, 6) сырую воду.

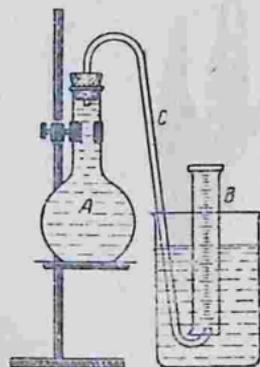


Рис. 27.

1. Проверить прибор.
2. Наполнить колбу до краев водой.
3. Заполнить газоотводную трубку водой, заткнуть пальцем конец трубки *C*, вставить пробку в колбу, слегка прижать ее, отнять палец и плотно вогнать пробку в колбу. Если под пробкой или в трубке останется воздух, то легким встряхиванием выгнать его и дополнить трубку водой.
4. Собрать прибор, как указано на рис. 27.
5. Нагреть воду в колбе до кипения и кипятить 2—3 мин.
6. Дать прибору остыть.
7. Измерить объем вытесненного воздуха.
8. Измерить емкость колбы.
9. Вычислить растворимость воздуха в воде.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЕСА РАСТВОРЕННЫХ ВЕЩЕСТВ КРИОСКОПИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

Согласно законам Рауля, понижение температуры замерзания раствора при неизменном количестве растворителя прямо пропорционально числу растворенных граммолекул и не зависит от свойств растворенного вещества.

Понижение, вызываемое растворением одной граммолекулы вещества в 1000 г растворителя, есть величина постоянная для

данного растворителя и называется его криоскопической константой. Например, у воды криоскопическая константа равняется $1,86^\circ$, у бензола 5° и т. д.

Определив из опыта понижение температуры замерзания раствора и зная его концентрацию, а также криоскопическую константу растворителя, легко рассчитать молекулярный вес растворенного вещества. При расчете удобно пользоваться следующей формулой, вытекающей из законов Рауля:

$$M = \frac{K \cdot C}{\Delta t},$$

где K — криоскопическая константа, Δt — понижение температуры замерзания раствора, C — количество граммов растворенного вещества, приходящееся на 1000 г растворителя, и M — молекулярный вес растворенного вещества.

Метод определения молекулярного веса по понижению температуры замерзания раствора называется криоскопическим.

Упражнения. 1. При растворении 4 г мочевины в 200 г воды температура замерзания понизилась на $0,62^\circ$. Определить молекулярный вес мочевины.

Отв. 60.

2. При какой температуре будет замерзать раствор, содержащий в 1000 г воды 40 г метилового спирта $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$?

Отв. — $2,32^\circ$.

РАБОТА № 21

Определение молекулярного веса глюкозы

Работа производится в приборе, указанном на рис. 28.

Наружный стакан заполняется охлаждающей смесью льда или снега с солью. Во внутренний стакан наливают испытуемую жидкость. Термометр погружают в жидкость настолько, чтобы

шарик с ртутью полностью был закрыт жидкостью. Замораживание производится при постоянном перемешивании жидкости мешалкой. Иногда жидкость переохлаждается. Тогда в момент начала замораживания происходит скачок температуры вверх. Температурой замерзания считается та температура, которая устанавливается после такого скачка.

Необходимо иметь в виду, что под температурой замерзания раствора подразумевается температура начала замерзания, так как процесс замерзания раствора, в отличие от замерзания чистых веществ, идет не при постоянной, а при постепенно понижающейся температуре.



Рис. 28.

Для работы приготовить: 1) прибор согласно рис. 28, 2) термометр с делениями до $0,1^\circ$, 3) штатив с зажимом, 4) лед или снег, 5) поваренную соль техническую, 6) глюкозу.

1. Собрать прибор, как указано на рис. 28.

2. Налить во внутренний стаканчик на $\frac{3}{4}$ дистиллированной воды, опустить в воду термометр и укрепить его, как указано на рисунке. Перемешивать воду мешалкой до начала замерзания. Заметить показание термометра¹.

3. Повторить опыт, взяв вместо воды раствор глюкозы. Для этого налить во внутренний стаканчик точно отмеренные 40 см^3 дистиллированной воды и растворить в них 5 г глюкозы.

4. Определить температуру замерзания полученного раствора.

5. Вычислить молекулярный вес глюкозы.

V. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие вопросы:

1. Отклонение растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля.

2. Электропроводность растворов. Теория Аррениуса.

3. Степень электролитической диссоциации и методы ее определения.

4. Равновесие в растворах электролитов и причины, вызывающие его смещение.

5. Реакции в растворах электролитов как реакции их ионов.

6. Гидролиз солей.

РАБОТА № 22

Электропроводность растворов

Для работы приготовить: 1) патрон с электрической лампочкой, укрепленный на доске, 2) два угольных электрода, укрепленных в деревянном брусочке, 3) шнур со штепсельной вилкой, 4) два стакана, 5) дистиллированную воду, 6) сахар, 7) поваренную соль, 8) серную кислоту, 9) сухой натр.

1. Соединить электроды и штепсельную вилку с электрической лампочкой так, как указано на схеме рис. 29.

2. Вставить вилку в штепсель и погрузить электроды в дистиллированную воду.

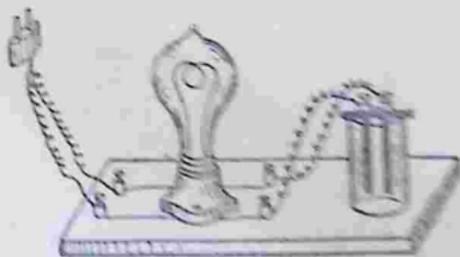


Рис. 29.

¹ Вследствие неточности некоторых термометров точка замерзания не всегда совпадает с нулем шкалы. Отметим показание термометра, следует при дальнейших расчетах это показание принимать за температуру замерзания воды.

налитую в стакан. Цепь не замыкается, лампочка не загорается ¹.

3. Всыпать в стакан с водой немного сахара. Замыкания тока не происходит.

4. Ополоснуть электроды и вставить их в сухую соль. Лампочка не загорается.

5. Вылить из стакана раствор сахара, ополоснуть стакан и электроды, влить в стакан дистиллированной воды и бросить в нее кристаллик соли — лампочка слегка накаливается.

Добавить к раствору еще соли — лампочка начинает ярко светить, что указывает на увеличение электропроводности.

6. Повторить опыт 5 с раствором кислоты и с раствором щелочи.

РАБОТА № 23

Определение степени диссоциации хлористого калия криоскопическим методом

Криоскопический метод определения степени диссоциации электролита основан на измерении понижения температуры замерзания его раствора. Это понижение всегда оказывается более значительным, чем вычисленное теоретически по законам Рауля, т. е. в предположении, что никакой диссоциации не происходит. Разница между теоретически вычисленным понижением температуры замерзания и фактически наблюдаемым для данного раствора дает возможность судить о соотношении между общим числом находящихся в растворе частиц (молекул и ионов) и числом растворенных молекул, откуда мож о вычислить степень электролитической диссоциации.

Вычисление производится по следующей формуле (вывод ее см. в учебнике):

$$\alpha = \frac{\Delta t_1 - \Delta t}{\Delta t(n-1)},$$

где Δt — теоретически вычисленное понижение температуры замерзания, Δt_1 — понижение температуры замерзания, полученное в результате опыта, n — число ионов, на которые распадается молекула, α — степень диссоциации.

Для работы приготовить: 1) тот же прибор, что и для работы № 21, 2) термометр с делениями до $0,1^\circ$, 3) штатив с зажимами, 4) лед или снег, 5) хлористый калий.

1. Собрать прибор, как при работе № 21.

2. Проверить нулевую точку термометра.

3. Точно взвесить около 1 г высушенного и сохраняющегося в эксикаторе хлористого калия и растворить его в 40 г воды.

¹ При отсутствии штепселя можно воспользоваться аккумулятором и лампочкой от карманного фонаря. Вся установку предпочтительно заранее смонтировать на доске.

4. Определить температуру замерзания приготовленного раствора.

5. Вычислить степень диссоциации хлористого калия в приготовленном растворе.

РАБОТА № 24

Зависимость степени диссоциации от природы электролита и концентрации раствора

Для работы приготовить: 1) прибор согласно рис. 29, 2) нормальные растворы соляной кислоты, уксусной кислоты, едкого натра и аммиака, 3) концентрированную уксусную кислоту, 4) измерительный цилиндр на 50 см³, 5) дистиллированную воду.

Опыт 1. Сравнение степеней диссоциации электролитов по электропроводности их растворов

1. Погрузить электроды в нормальный раствор соляной кислоты, включить ток, наблюдать накал лампы.

2. Повторить опыт с нормальным раствором уксусной кислоты, предварительно ополоснув стакан и электроды дистиллированной водой.

3. То же с нормальным раствором едкого натра.

4. То же с нормальным раствором аммиака.

5. Сделать заключение о сравнительной степени диссоциации исследованных электролитов.

Опыт 2. Изменение степени диссоциации уксусной кислоты при разведении раствора

Налить в узкий стакан 10—15 см³ концентрированной уксусной кислоты, погрузить электроды в раствор и включить ток. Постепенно приливать к раствору дистиллированной воды и наблюдать изменение накала лампочки. Чем ярче горит лампочка, тем больше электропроводность, а следовательно, тем больше степень диссоциации.

РАБОТА № 25

Сравнение степени диссоциации кислот по их химической активности

Кислотные свойства кислот обуславливаются присутствием в их растворах ионов водорода. Поэтому активность кислот зависит от концентрации этих ионов в растворе. В том случае, когда растворы различных кислот обладают одинаковой нормальностью, т. е. содержат одинаковое число граммэквивалентов в литре раствора, концентрация ионов H⁺ будет зависеть только от степени диссоциации растворенной кислоты. Отсюда следует, что наиболее активными кислотами являются те, которые хорошо диссоциируют на ионы. Наоборот, кислоты, слабо диссоциирующие, сравнительно мало активны.

Об активности кислот, а следовательно, и о степени их диссоциации, можно судить по различным реакциям, в частности,

налитую в стакан. Цепь не замыкается, лампочка не загорается ¹.

3. Всыпать в стакан с водой немного сахара. Замыкания тока не происходит.

4. Ополоснуть электроды и вставить их в сухую соль. Лампочка не загорается.

5. Вылить из стакана раствор сахара, ополоснуть стакан и электроды, влить в стакан дистиллированной воды и бросить в нее кристаллик соли — лампочка слегка накаливается.

Добавить к раствору еще соли — лампочка начинает ярко светить, что указывает на увеличение электропроводности.

6. Повторить опыт 5 с раствором кислоты и с раствором щелочи.

РАБОТА № 23

Определение степени диссоциации хлористого калия криоскопическим методом

Криоскопический метод определения степени диссоциации электролита основан на измерении понижения температуры замерзания его раствора. Это понижение всегда оказывается более значительным, чем вычисленное теоретически по законам Рауля, т. е. в предположении, что никакой диссоциации не происходит. Разница между теоретически вычисленным понижением температуры замерзания и фактически наблюдаемым для данного раствора дает возможность судить о соотношении между общим числом находящихся в растворе частиц (молекул и ионов) и числом растворенных молекул, откуда мож о вычислить степень электролитической диссоциации.

Вычисление производится по следующей формуле (вывод ее см. в учебнике):

$$\alpha = \frac{\Delta t_1 - \Delta t}{\Delta t (n - 1)},$$

где Δt — теоретически вычисленное понижение температуры замерзания, Δt_1 — понижение температуры замерзания, полученное в результате опыта, n — число ионов, на которые распадается молекула, α — степень диссоциации.

Для работы приготовить: 1) тот же прибор, что и для работы № 21, 2) термометр с делениями до $0,1^\circ$, 3) штатив с зажимами, 4) лед или снег, 5) хлористый калий.

1. Собрать прибор, как при работе № 21.

2. Проверить нулевую точку термометра.

3. Точно взвесить около 1 г высушенного и сохраняющегося в эксикаторе хлористого калия и растворить его в 40 г воды.

¹ При отсутствии штепселя можно воспользоваться аккумулятором и лампочкой от карманного фонаря. Всю установку предпочтительно заранее смонтировать на доске.

4. Определить температуру замерзания приготовленного раствора.

5. Вычислить степень диссоциации хлористого калия в приготовленном растворе.

РАБОТА № 24

Зависимость степени диссоциации от природы электролита и концентрации раствора

Для работы приготовить: 1) прибор согласно рис. 29, 2) нормальные растворы соляной кислоты, уксусной кислоты, едкого натра и аммиака, 3) концентрированную уксусную кислоту, 4) измерительный цилиндр на 50 см³, 5) дистиллированную воду.

Опыт 1. Сравнение степеней диссоциации электролитов по электропроводности их растворов

1. Погрузить электроды в нормальный раствор соляной кислоты, включить ток, наблюдать накал лампы.

2. Повторить опыт с нормальным раствором уксусной кислоты, предварительно ополоснув стакан и электроды дистиллированной водой.

3. То же с нормальным раствором едкого натра.

4. То же с нормальным раствором аммиака.

5. Сделать заключение о сравнительной степени диссоциации исследованных электролитов.

Опыт 2. Изменение степени диссоциации уксусной кислоты при разведении раствора

Налить в узкий стакан 10—15 см³ концентрированной уксусной кислоты, погрузить электроды в раствор и включить ток. Постепенно приливать к раствору дистиллированной воды и наблюдать изменение накала лампочки. Чем ярче горит лампочка, тем больше электропроводность, а следовательно, тем больше степень диссоциации.

РАБОТА № 25

Сравнение степени диссоциации кислот по их химической активности

Кислотные свойства кислот обуславливаются присутствием в их растворах ионов водорода. Поэтому активность кислот зависит от концентрации этих ионов в растворе. В том случае, когда растворы различных кислот обладают одинаковой нормальностью, т. е. содержат одинаковое число граммэквивалентов в литре раствора, концентрация ионов H⁺ будет зависеть только от степени диссоциации растворенной кислоты. Отсюда следует, что наиболее активными кислотами являются те, которые хорошо диссоциируют на ионы. Наоборот, кислоты, слабо диссоциирующие, сравнительно мало активны.

Об активности кислот, а следовательно, и о степени их диссоциации, можно судить по различным реакциям, в частности,

по скорости выделения водорода при действии на их растворы каким-либо металлом.

Для работы приготовить: 1) колбочку на 100 см³, 2) пробку к колбочке с газотводной трубкой, 3) измерительный цилиндр на 50 см³, 4) ванночку, 5) одинаковые по размеру кусочки цинка, 6) часы или метроном, 7) нормальные растворы соляной, уксусной и серной кислот.

1. Наполнить цилиндр водой и опрокинуть его в чашку с водой.

2. Налить в колбочку 25 см³ нормального раствора соляной кислоты, бросить туда же кусочек цинка, быстро закрыть пробкой с газотводной трубкой и подвести конец трубки под цилиндр с водой (см. рис. 27).

3. Заметить по часам или метроному, через сколько времени в цилиндре соберется 10 см³ газа. После этого прекратить реакцию.

4. Прodelать аналогичный опыт с раствором серной кислоты, собирая газ в цилиндр столько же времени, сколько и в первом случае. Заметить объем собранного газа.

5. Прodelать такой же опыт с раствором уксусной кислоты.

6. Сопоставить скорость выделения водорода из взятых кислот со степенями диссоциации тех же кислот.

РАБОТА № 26

Смещение ионного равновесия при введении в раствор одноименных ионов и при удалении тех или иных ионов из раствора

Для работы приготовить: 1) стойку с пробирками, 2) прибор Киппа для получения сероводорода, 3) маленькую воронку, 4) фильтровальную бумагу, 5) 0,1N растворы уксусной кислоты и аммиака, 6) метилоранж, 7) фенолфталеин, 8) 0,1N раствор AgNO₃, 9) ацетат натрия, 10) хлористый аммоний.

Опыт 1. Введение в растворы уксусной кислоты и аммиака одноименных ионов

1. Налить в одну пробирку несколько куб. сантиметров уксусной кислоты, а в другую столько же воды и прибавить в обе пробирки по несколько капель метилоранжа. Оставив пробирку с водой для сравнения, всыпать во вторую пробирку щепотку ацетата натрия и хорошенько взболтать.

Вследствие увеличения концентрации ионов C₂H₃O₂' степень диссоциации уксусной кислоты настолько понижается, что метилоранж дает почти такую же окраску, как и в нейтральном растворе.

2. Прodelать аналогичный опыт с раствором NH₄OH (слабое основание), заменив метилоранж фенолфталеином и ацетат натрия хлористым аммонием.

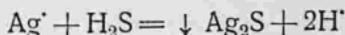
От прибавления хлористого аммония окраска раствора во второй пробирке бледнеет, так как введение в раствор ионов NH₄ сводит степень диссоциации NH₄OH, а следовательно, и его щелочные свойства, почти на-нет.

Опыт 2. Удаление одного из ионов электролита из раствора

1. Налить в пробирку до половины дистиллированной воды и медленно пропускать сквозь воду ток сероводорода из прибора Киппа в течение 2—3 мин.

2. К полученной сероводородной воде прибавить несколько капель метилоранжа. Вследствие ничтожной концентрации H^+ -ионов в сероводородной воде (степень диссоциации H_2S очень мала) метилоранж дает почти такую же окраску, как и в нейтральном растворе, т. е. желтую.

3. Разделив жидкость на две части, оставить одну из них для сравнения, а ко второй прибавить раствора $AgNO_3$, предварительно убедившись с помощью того же метилоранжа, что раствор $AgNO_3$ имеет нейтральную реакцию. Образуется черный осадок Ag_2S согласно уравнению:

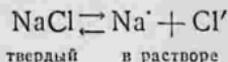


4. Отфильтровать осадок. Сравнить окраску фильтрата с окраской раствора до прибавления Ag_2S .

Вследствие связывания ионов S^{2-} ионами Ag^+ и удаления их таким путем из раствора все находящиеся в растворе молекулы H_2S подвергаются диссоциации; концентрация ионов H^+ в растворе настолько увеличивается, что последний приобретает розовую окраску, характерную для метилоранжа в кислом растворе.

Опыт 3. Введение ионов Cl^- в насыщенный раствор поваренной соли

1. Приготовить насыщенный раствор поваренной соли, взбалтывая в пробирке с водой растертую в порошок поваренную соль до тех пор, пока она не перестанет растворяться, т. е. пока не установится равновесие между оставшейся нерастворенной солью и перешедшими в раствор ионами Na^+ и Cl^- :



2. Дав жидкости отстояться, прибавлять к прозрачному раствору по каплям концентрированную соляную кислоту. Наблюдать выделение соли из раствора вследствие увеличения концентрации Cl^- -ионов и смещения вышеуказанного равновесия влево.

РАБОТА № 27

Взаимодействие между кислотами, основаниями и солями в водных растворах

Целый ряд фактов показывает, что реакции в растворах электролитов происходят исключительно между ионами. Недиссоциированные молекулы лишь косвенно участвуют в этих реакциях, пополняя убыль ионов по мере их ухода из раствора.

Наиболее просто протекают реакции, идущие по типу реакций обмена. Напомним, что обязательным условием течения реак-
э-ций обмена между электролитами является уход тех или иных

ионов из раствора вследствие образования нерастворимых или слабо диссоциирующих веществ. Если при смешивании растворов двух электролитов ни одного из таких веществ не может образоваться, то практически не происходит никакой реакции, поскольку те же ионы, какие находились в растворах до смешивания, остаются в растворе и после смешивания.

Для работы приготовить: 1) набор пробирок, 2) пробку с газоотводной трубкой, 3) растворы солей FeCl_3 , MgCl_2 , NaCl , CoCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 , CuSO_4 , NiSO_4 и $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 4) растворы щелочей NaOH , KOH и $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 5) 2 N соляную кислоту, 6) 2 N раствор $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 7) 0,1 N раствор NaOH , 8) металлический цинк, 9) лакмусовую бумагу, 10) NH_4Cl .

Опыт 1. Получение нерастворимых оснований при действии щелочей на соли.

1. На раствор FeCl_3 подействовать в отдельных пробирках растворами NaOH , KOH и $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Во всех случаях выпадает один и тот же бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

2. Прodelать аналогичные реакции с раствором MgCl_2 .

Выразить произведенные реакции ионными уравнениями.

Опыт 2. Получение нерастворимых солей

1. В три пробирки налить по несколько куб. сантиметров растворов NaCl , CuCl_2 , FeCl_3 и прибавить к ним раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В три другие пробирки налить те же растворы и прибавить раствора $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$. Во всех пробирках образуется белый осадок труднорастворимого PbCl_2 .

2. Подействовать раствором хлорида бария BaCl_2 или нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ на растворы различных солей серной кислоты (Na_2SO_4 , CuSO_4 , NiSO_4). Во всех случаях образуется белый тягучий осадок BaSO_4 .

3. Выразить произведенные реакции ионными уравнениями.

Опыт 3. Образование слабой кислоты при взаимодействии между ее солью и сильной кислотой.

1. В две пробирки налить по 10 см³ двуноормальной HCl и бросить в них по кусочку цинка.

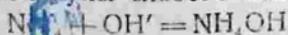
2. Как только начнется равномерное выделение водорода, прибавить в одну пробирку 10 см³ двуноормального раствора $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, а в другую — 10 см³ воды. (Воды прибавляется для того, чтобы компенсировать влияние разбавления, произведенного раствором $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$).

В первой пробирке выделение газов тотчас замедляется, свидетельствуя об уменьшении концентрации водородных ионов вследствие связывания их ионами $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ в молекулы уксусной кислоты.

3. Составить ионное уравнение реакции взаимодействия соляной кислоты с ацетатом натрия.

Опыт 4. Образование слабого основания при взаимодействии между его солью и сильным основанием

1. Всыпать в пробирку щепотку хлористого аммония, прилить к нему несколько см³ 0,1 N раствора NaOH и хорошенько перемешать. Ионы аммония соединяются с гидроксильными ионами щелочи и образуют молекулы слабого основания NH_4OH :



2. Убедиться в том, что гидроксильные ионы действительно связываются с ионами NH_4^+ , можно следующим образом.

Налить в две пробирки по 5 см³ раствора MgCl_2 . В одну из пробирок прибавить несколько куб. сантиметров щелочи той же концентрации, что и в первом случае. Образуется белый осадок практически нерастворимого $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Во вторую пробирку прибавить полученного выше раствора (см. п. 1). Никакого осадка не получается, что свидетельствует о ничтожной концентрации гидроксильных ионов в прибавленном растворе.

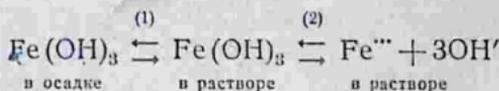
Опыт 5. Растворение осадков гидроокисей металлов в кислотах

1. Получить в пробирках осадки $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$, действуя щелочью на растворы соответствующих солей.

2. Дав осадкам отстояться и слив по возможности жидкость с осадков, прибавить во все пробирки соляной кислоты. Осадки растворяются.

Растворение осадков с точки зрения взаимодействия ионов объясняется следующим образом.

Так как абсолютно нерастворимых веществ нет, то жидкость над осадком всякого „нерастворимого“ вещества представляет собой насыщенный раствор этого вещества. Но в насыщенном растворе слабого электролита существует равновесие, с одной стороны, между осадком и находящимися в растворе молекулами, с другой — между теми же молекулами и образовавшимися из них ионами. Например, в насыщенном растворе $\text{Fe}(\text{OH})_3$ мы имеем следующую цепь равновесий:



Когда мы прибавляем к этому раствору какой-нибудь кислоты, то ионы OH^- связываются с водородными ионами кислоты в недиссоциированные молекулы воды и таким образом как бы уводятся из раствора. Уход их нарушает равновесие (2), вызывая диссоциацию нового количества молекул $\text{Fe}(\text{OH})_3$, что в свою очередь нарушает равновесие (1) и заставляет часть осадка перейти в раствор. Образовавшиеся OH^- -ионы снова связываются с ионами H^+ , равновесие опять нарушается и т. д. В конце концов при достаточном количестве кислоты весь осадок растворяется.

3. Составить ионные уравнения произведенных реакций.

Журнал РАБОТА № 28. Н. А. Т. 6 с. 6

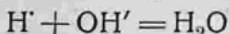
● определение содержания кислоты или щелочи в растворе методом титрования

Метод определения содержания кислоты или щелочи в исследуемом растворе основан на реакции нейтрализации. Сущность этой реакции заключается во взаимодействии между водородными

Ca(OH)₂ Ca(NO₃)₂

Журнал

и гидроксильными ионами, в результате которого образуются молекулы слабо диссоциирующей воды. В случае сильной кислоты и сильного основания реакция выражается ионным уравнением:



При постепенной нейтрализации кислоты щелочью, или наоборот, конец реакции может быть установлен с помощью индикатора. Для определения концентрации раствора кислоты (или щелочи) берут определенный объем испытуемого раствора и нейтрализуют

его раствором щелочи (или кислоты) заранее известной концентрации, точно устанавливая момент окончания реакции и объем затраченного на реакцию раствора.

Для отмеривания испытуемого раствора служат пипетки (см. рис. 30).

Метка на верхней трубке показывает, что объем раствора будет соответствовать объему, указанному на пипетке, если пипетка будет заполнена до данной метки (нижний мениск жидкости должен касаться черты). Для наполнения пипетка опускается нижним концом в раствор и последний засасывается в пипетку ртом до уровня несколько выше метки. Верхний конец пипетки быстро закрывается указательным пальцем, излишек жидкости выпускается из пипетки по каплям

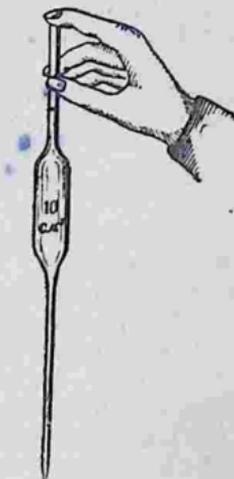


Рис. 30.

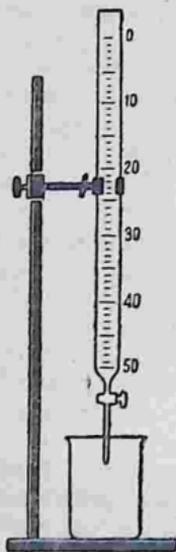


Рис. 31.

путем ослабления нажима пальца на верхний конец пипетки. Когда уровень жидкости дойдет до метки, под пипетку подставляют стакан и выпускают в него жидкость, открыв верхний конец пипетки.

Для вытеснения последних капель жидкости пипетка вновь закрывается пальцем и расширенная часть ее нагревается рукой. Расширяющийся воздух вытесняет остаток жидкости из пипетки.

Точный объем затраченной на нейтрализацию щелочи или кислоты определяется с помощью бюретки (рис. 31).

Бюретка укрепляется в штативе и заполняется раствором выше верхнего (нулевого) деления. Избыток раствора выпускается через нижнюю трубку открытием зажима (или крана), после чего нижняя трубка должна быть целиком заполнена раствором. Если раствор опустится ниже нулевого деления, бюретку снова доливают раствором; затем слегка приоткрывают кран и осторожно выпускают раствор из бюретки до нулевого деления. Глаз наблюдающего должен быть на одном уровне с делением; нижний мениск должен касаться деления.

Самый процесс нейтрализации проводится следующим образом. К отмеренному объему испытуемого раствора, находящемуся в стаканчике, прибавляют несколько капель индикатора (фенолфталеина, метилоранжа или лакмуса) и подставляют стаканчик под бюретку. Приоткрыв кран бюретки, выпускают из нее раствор в стаканчик при постоянном перемешивании жидкости до момента изменения окраски индикатора. Под конец реакции раствор из бюретки приливается по каплям. Изменение окраски должно произойти от прибавления одной капли раствора.

Для приблизительного определения конца реакции предварительно производится ориентировочный опыт. Раствор из бюретки приливают по 1 см³ и устанавливают, какое приблизительно количество куб. сантиметров требуется для нейтрализации. При повторном точном определении все количество раствора, за исключением последнего куб. сантиметра, прибавляют сразу. Последний куб. сантиметр прибавляют по каплям. По достижении нейтрализации устанавливают объем затраченного на реакцию раствора по уровню жидкости в бюретке.

Для большей точности определение повторяют 2—3 раза и берут среднее из произведенных определений.

Расчет концентрации производится на основании соотношения между объемами ушедших на реакцию кислоты и щелочи.

Пример расчета. Взято 25 см³ щелочи неизвестной концентрации. На нейтрализацию этого количества щелочи пошло 15 см³ 0,1 N раствора кислоты. Определить концентрацию щелочи.

В соответствии с законом эквивалентов нормальные концентрации кислоты и щелочи должны находиться в обратном отношении к их объемам, израсходованным при нейтрализации.

Обозначим неизвестную концентрацию щелочи через C . Тогда

$$\frac{C}{0,1} = \frac{15}{25}; C = 0,6 \cdot 0,1 = 0,06 N.$$

Зная эквивалент данной щелочи и уд. вес ее раствора, можно найденную концентрацию выразить, в случае необходимости, числом граммов растворенного вещества на литр раствора или в процентах от веса всего раствора.

Иногда концентрацию выражают числом граммов, приходящихся на 1 см³ раствора. Выраженная таким образом концентрация называется титром раствора, откуда вышеописанный метод определения концентрации получил название титрования.

Для работы приготовить: 1) пипетку на 10 см³, 2) бюретку, 3) стаканчик на 100 см³, 4) небольшую воронку, 5) нормальный раствор кислоты, 6) 1—3% -ный раствор щелочи, 7) раствор индикатора.

1. Поупражняться на чистой воде в обращении с пипеткой и бюреткой.

2. Взять пипеткой определенный объем раствора щелочи, вылить его в стаканчик и прибавить туда несколько капель индикатора.

3. Наполнить бюретку раствором кислоты и точно установить уровень раствора в бюретке.

4. Приливать кислоту к щелочи до нейтрализации.

5. Отметить, на каком уровне стоит кислота в бюретке.

6. Произвести расчет.

РАБОТА № 29

Наблюдение явлений гидролиза

Реакция гидролиза солей обратна реакции нейтрализации и заключается во взаимодействии между солью и водой, в результате чего получаются кислота и основание.

С точки зрения ионной теории реакция гидролиза заключается во взаимодействии ионов растворенной соли с ионами воды и в образовании недиссоциированных молекул кислоты и основания.

Отсюда вытекает, что гидролизу подвергаются только те соли, которые образованы слабыми основаниями или слабыми кислотами. Соль же сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергается.

Как и всякая обратимая реакция, гидролиз подчиняется закону действующих масс. Поэтому разбавление раствора соли водой усиливает гидролиз, вызывая смещение равновесия в сторону образования кислоты и основания. В том же направлении действует и нагревание, так как при этом сильно увеличивается степень диссоциации воды, т. е. концентрация H^+ и OH^- -ионов. Напротив, добавление к раствору одного из продуктов гидролиза (кислоты или щелочи) смещает равновесие в обратную сторону.

Для работы приготовить: 1) стойку с пробирками, 2) сухие соли: $NaCl$, KNO_3 , $BaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, NH_4Cl , Na_2SO_4 и Na_2S , 3) растворы $SbCl_3$, $CuSO_4$, Na_2CO_3 , 4) двунормальную соляную кислоту, 5) разведенный раствор $FeCl_3$, 6) раствор $Na_2C_2O_4$, содержащий 5 г соли на литр воды; 7) фенолфталеин, 8) красную и синюю лакмусовую бумагу, 9) водяную баню, 10) воронку, 11) фильтровальную бумагу, 12) фарфоровую чашечку.

Опыт 1. Исследование реакций растворов различных солей

1. Растворить в отдельных пробирках по несколько кристалликов следующих солей: $NaCl$, KNO_3 , $BaCl_2$, NH_4Cl , $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3 , Na_2S .

2. Испытать реакцию каждого раствора синей и красной лакмусовой бумажкой. Записать, какие из исследованных растворов имеют кислую реакцию, какие щелочную, какие нейтральную.

3. Составить ионные уравнения реакции гидролиза для тех солей, у которых он имеет место в заметной степени.

Опыт 2. Смещение гидролитического равновесия в растворе $SbCl_3$

1. Налить в пробирку несколько куб. сантиметров раствора $SbCl_3$ и прибавлять к нему по каплям воду. При достаточном разбавлении раствора жидкость становится мутной вследствие образования нерастворимой основной соли $SbOCl$.

2. Написать ионное уравнение гидролиза $SbCl_3$.

3. Прибавлять в ту же пробирку по каплям соляную кислоту. Вследствие смещения равновесия в обратном направлении осадок постепенно растворяется, и раствор снова становится прозрачным.

К прозрачному раствору прибавить еще некоторое количество воды. Равновесие снова смещается в сторону образования основной соли, и раствор опять становится мутным.

Опыт 3. Усиление гидролиза FeCl_3 и $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ при нагревании раствора

Налить в пробирку немного разведенного раствора FeCl_3 . Испытать реакцию раствора лакмусовой бумажкой.

Нагревать раствор в течение некоторого времени до кипения. Раствор становится мутным вследствие образования нерастворимых основных солей [например $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$].

3. Выразить гидролиз хлорного железа ионным уравнением.

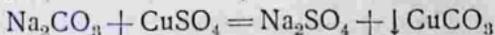
4. К разведенному раствору $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ прибавить несколько капель фенолфталеина. Жидкость остается бесцветной, так как степень гидролиза $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ очень мала и количество OH' -ионов в растворе недостаточно для того, чтобы вызвать изменение окраски фенолфталеина.

5. Нагреть жидкость до кипения. Появляется розовое окрашивание, характерное для фенолфталеина в щелочной среде. При охлаждении раствора окраска снова исчезает.

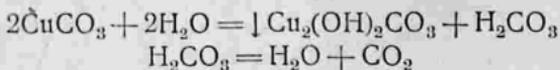
6. Написать уравнение гидролиза уксуснокислого натрия.

Опыт 4. Получение основной соли в результате взаимодействия между Na_2CO_3 и CuSO_4

Ход реакции можно себе представить следующим образом. Сначала образуется карбонат меди:



Образовавшийся карбонат меди, как соль очень слабого основания и слабой кислоты, тотчас же подвергается гидролизу с образованием основной соли по уравнению:



1. Влить в стаканчик около 20 см³ раствора медного купороса и прибавить туда же раствора соды до исчезновения синего цвета.

2. Полученный осадок отфильтровать, промыть, перенести в фарфоровую чашку и высушить на водяной бане. (Высушивать осадок при температуре выше 100° нельзя, так как полученная соль при этом может разложиться).

3. Высушенную соль сдать лаборанту.

IV. ГАЛОГЕНЫ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Окислительно-восстановительные реакции и их сущность с электронной точки зрения.

2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

3. Общие способы получения галогенов.
4. Физические свойства галогенов, их растворимость в различных растворителях. Закон распределения.
5. Окислительные свойства галогенов.
6. Галогеноводороды, способы их получения и свойства.
7. Кислородные соединения галогенов.

РАБОТА № 30

Получение галогенов (*тяга!*)

В природе галогены встречаются почти исключительно в виде солей галогеноводородных кислот. Из этих солей, а также из соответствующих им кислот обычно и получают галогены путем окисления их ионов различными окислителями.

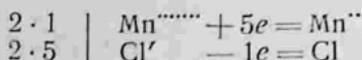
Для работы приготовить: 1) концентрированную соляную кислоту, 2) MnO_2 , 3) $KMnO_4$, 4) $KClO_3$, 5) концентрированную H_2SO_4 , 6) KI , 7) стакан, 8) набор пробирок.

Опыт 1. Получение хлора путем окисления соляной кислоты перманганатом калия $KMnO_4$

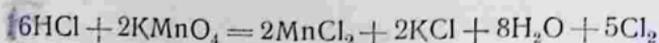
Положить в пробирку несколько кристалликов $KMnO_4$ и прибавить немного концентрированной соляной кислоты. Тотчас же начинается выделение хлора, который узнается по цвету и запаху.

Для прекращения реакции вылить реакционную смесь в стакан с водой.

В результате реакции ионы семивалентного марганца восстанавливаются до двухвалентных ионов Mn^{2+} , а ионы хлора окисляются до нейтральных атомов хлора:¹



Образующиеся ионы Mn^{2+} и имевшиеся ионы K^+ вместе с избыточными ионами Cl^- дают $MnCl_2$ и KCl . В итоге получаем уравнение реакции:

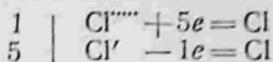


Опыт 2. Получение хлора путем окисления соляной кислоты бертолетовой солью $KClO_3$

Положить в пробирку несколько кристалликов $KClO_3$ и прилить туда же немного концентрированной соляной кислоты. Слегка нагреть пробирку. Выделяющийся хлор узнается по цвету и запаху.

¹ Молекулы с ковалентной связью ведут себя при реакциях окисления так же, как типичные ионные молекулы. А так как между теми и другими нельзя провести резкой границы, то при разборе реакций окисления-восстановления все молекулы и сложные ионы условно рассматриваются нами как построенные из элементарных ионов. Это вносит ясность и определенность в понимание окислительно-восстановительных процессов.

Реакция протекает следующим образом: ионы Cl^{IV} из бертолетовой соли восстанавливаются, а ионы Cl^{I} из соляной кислоты окисляются до нейтральных атомов хлора:



Один ион Cl^{I} идет на связывание иона K^{I} .

Уравнение реакции:

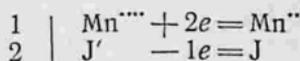


Опыт 3. Получение иода из иодидов путем окисления их двуокисью марганца

1. В сухую пробирку положить немного смеси, составленной из равных объемов растертых в порошок иодистого калия или натрия и двуокиси марганца.

2. Смочить смесь несколькими каплями концентрированной серной кислоты. Слегка нагреть. Выделяющийся иод возгоняется. Пары его оседают в виде блестящих темносерых кристаллов на стенках пробирки в верхней ее части.

Реакция протекает следующим образом:



Образующиеся ионы Mn^{II} и имевшиеся ионы K^{I} с ионами SO_4^{II} из серной кислоты дают MnSO_4 и K_2SO_4 :



РАБОТА № 31

Растворимость галогенов ✓

Галогены сравнительно плохо растворяются в воде. Бром и иод хорошо растворяются в органических растворителях: спирте, бензине, хлороформе и др. Если органический растворитель не смешивается с водой, как, например, бензин или хлороформ, то при взбалтывании с ним водного раствора брома или иода большая часть последних переходит в органический растворитель, окрашивая его в характерный цвет: бром — в бурожелтый, а иод — в красно-фиолетовый.

Для работы приготовить: 1) кристаллический иод, 2) водный раствор иода, 3) водный раствор брома, 4) бензин, 5) спирт, 6) хлороформ, 7) набор пробирок.

1. Положить в две пробирки по кристаллику иода. Налить в одну пробирку воды, в другую — немного спирта и энергично взболтать жидкость в каждой пробирке. Иод лишь в ничтожном количестве растворяется в воде, окрашивая ее в слабожелтый цвет, но хорошо растворяется в спирте, сообщая последнему темную окраску.

2. Налить в пробирку немного водного раствора брома, прибавить немного бензина и энергично встряхнуть. Повторить этот опыт, взяв вместо бензина бензол и хлороформ. Во всех случаях добавленный органический растворитель окрашивается в одинаковый буро-желтый цвет.

3. Прodelать то же самое с раствором иода. В этом случае органические растворители окрашиваются в красно-фиолетовый цвет. —

РАБОТА № 32

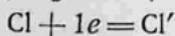
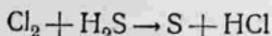
Окислительные свойства галогенов (*тяга!*)

Как уже было сказано, галогены в свободном состоянии являются сильными окислителями, способными окислять как простые, так и сложные вещества.

Для работы приготовить: 1) хлорную воду, 2) сероводородную воду, 3) бром, 4) иод кристаллический, 5) алюминий, 6) цинковую пыль, 7) раствор иода, 8) раствор Na_2SO_3 , 9) раствор KBr , 10) раствор KI , 11) бромную воду, 12) бензол.

Опыт 1. Окисление сероводорода хлором

В пробирку с сероводородной водой влить немного хлорной воды. Сероводородная вода мутится вследствие выделения серы. Реакция идет по схеме:



Составить уравнение реакции.

Опыт 2. Окисление алюминия бромом

1. Осторожно налить в пробирку через воронку несколько капель брома¹, укрепить пробирку в штативе и слегка нагреть ее.

2. Насыпать в другую пробирку немного порошка алюминия, нагреть пробирку и понемногу всыпать алюминий в первую пробирку с бромом. Происходит красное сгорание алюминия. В результате образуется AlBr_3 .

3. Разобрать реакцию с электронной точки зрения.

Опыт 3. Окисление цинка иодом

1. Перемешать в фарфоровой чашечке немного цинковой пыли с растертым в порошок иодом.

2. Прибавить к смеси несколько капель воды. Происходит энергичная реакция; вода играет роль катализатора. Образуется ZnI_2 .

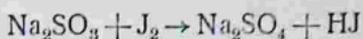
3. Разобрать реакцию с электронной точки зрения.

Опыт 4. Окисление сульфита натрия иодом

1. К раствору иода прибавлять понемногу раствор сульфита натрия до обесцвечивания раствора. Происходит окисление

¹ Бром, попадая на кожу, причиняет глубокие ожоги. Поэтому обращаться с бромом нужно очень осторожно.

ионов S^{2-} сульфита в ионы S^{4-} с образованием сульфата натрия и иодистого водорода по схеме:



Составить уравнение реакции.

Опыт 5. Сравнение окислительных свойств галогенов

1. Налить в пробирку немного раствора KBr , прибавить к нему немного бензола и несколько капель хлорной воды. Энергично встряхнуть смесь. Хлор окисляет ионы Br^- до нейтральных атомов. Полученный бром извлекается бензолом и окрашивает его в буро-желтый цвет.

2. Прodelать то же самое с раствором KI . Бензол окрашивается в красно-фиолетовый цвет от выделившегося иода.

3. Налить в пробирку немного раствора KJ , прибавить бензола и несколько капель бромной воды. После энергичного встряхивания смеси бензол окрашивается в фиолетовый цвет, что свидетельствует об окислении ионов J^- бромом.

4. Разобрать произведенные реакции с электронной точки зрения.

РАБОТА № 33

Галогеноводороды

Галогеноводороды получают или путем синтеза из водорода и галогенов, или из соединений. Практически их большей частью получают из солей галогеноводородных кислот, действуя на последние нелетучими кислотами.

Для работы приготовить: 1) $NaCl$ кристаллический, 2) 70%-ную H_2SO_4 , 3) раствор $NaCl$, $NaBr$, KJ , 4) раствор $AgNO_3$, 5) набор пробирок, 6) пробку к пробиркам с газоотводной трубкой.

Опыт 1. Получение соляной кислоты (тяги)

1. Составить прибор согласно рис. 32.

2. Насыпать в пробирку немного поваренной соли (толщина слоя около 1 см) и прилить через воронку столько 70%-ной серной кислоты, чтобы она полностью покрыла соль.

3. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и подставить под конец последней другую пробирку с небольшим количеством воды.

Примечание. Конец газоотводной трубки должен доходить до поверхности воды в пробирке, но не погружаться в воду. Выделяющийся при реакции хлористый водород, ввиду его хорошей растворимости, и без того будет энергично поглощаться поверхностью воды. Если же конец трубки опустить в воду, то вследствие быстрого растворения хлористого водорода в приборе может образоваться пониженное давление и жидкость из пробирки с водой перетянет в пробирку с солью.

4. Слегка нагревать реакционную смесь. Через 3—5 мин. прекратить нагревание. Испытать полученный раствор на лакмус.

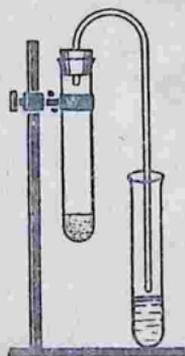


Рис. 32.

Опыт 2. Получение фтористого водорода и травление стекла (жидк.)

Фтористый водород действует разъедающим образом на стекло и фарфор. Поэтому фтористый водород нельзя получать ни в стеклянной, ни в фарфоровой посуде. Для получения его употребляется свинцовая посуда.

Если стеклянную пластинку покрыть воском или парафином и потом в отдельных местах снять покрытие, то при действии на эту пластинку фтористого водорода непокрытые места разъедаются, в то время как закрытые места остаются нетронутыми. Этим способом можно обнаружить присутствие HF.

1. Слегка нагреть стеклянную пластинку и покрыть ее воском или парафином.

2. Когда пластинка остынет, выцарапать на ней острым предметом какое-либо изображение (букву, число и т. п.).

3. Насыпать в свинцовую чашку порошкового фтористого кальция и прибавить к нему столько концентрированной серной кислоты, чтобы после размешивания стеклянной палочкой получилась полужидкая каша.

4. Накрывать чашку приготовленной пластинкой, подложив под нее две деревянные палочки, и нагревать маленьким пламенем. Следить, чтобы парафин не расплавился.

5. Когда из-под пластинки начнут выделяться пары фтористого водорода, прекратить нагревание. Дать чашке остыть, снять стеклянную пластинку, промыть ее водой, соскоблить воск или парафин и протереть ее тряпочкой, смоченной бензином (подальше от огня). На пластинке останется выгравированное изображение.

Опыт 3. Характерные реакции ионов Cl', Br' и J'

1. Подействовать в отдельности на растворы NaCl, NaBr и KJ нитратом серебра. Образуются творожистые осадки: AgCl (белый), AgBr (желтоватый), AgJ (желтый).

2. Выразить реакции ионными уравнениями.

РАБОТА № 34

Кислородные соединения галогенов

Галогены не соединяются непосредственно с кислородом. Их кислородные соединения могут быть получены только косвенным путем и представляют собой вещества более или менее неустойчивые.

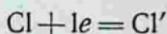
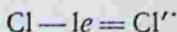
Низшие кислородные соединения хлора, брома и йода получают уже при взаимодействии этих галогенов с водой. Но самым важным способом получения кислородных соединений галогенов является действие их на щелочи. Как при взаимодействии галогенов с водой, так и при взаимодействии их со щелочью происходит взаимное окисление-восстановление одних атомов галогенов другими. В результате получают два вида соединений: одни соединения, в которых галоген проявляет

свою положительную валентность, другие, в которых он проявляет отрицательную валентность.

Так, например, при действии хлора на едкое кали при обыкновенной температуре реакция идет по уравнению:



Из этого уравнения видно, что окислительно-восстановительный процесс идет по схеме:



На ход реакции взаимодействия галогенов со щелочами большое влияние имеет температура: в то время как при обыкновенной температуре получают низшие кислородные соединения галогенов (как в приведенном выше примере), при нагревании идет образование соединений более высокой валентности.

Все кислородные соединения галогенов являются сильными окислителями. При этом положительные ионы галогенов, входящие в их состав, восстанавливаются.

Для работы приготовить: 1) прибор для получения хлора, 2) соляную кислоту, 3) двуокись марганца или перманганат калия, 4) концентр. раствор KOH, 5) азотную кислоту, 6) раствор AgNO_3 , 7) хлорную воду, 8) стаканчик на 50 — 100 см^3 , 9) воронку, 10) набор пробирок, 11) стеклянную палочку, 12) фильтровальную бумагу, 13) раствор фуксина или индиго, 14) лоскутки окрашенной материи, 15) широкую газоотводную трубку.

Опыт 1. Получение жавелевой воды

Жавелевой водой называется раствор, содержащий смесь солей хлорноватистой и соляной кислот, образующихся при действии хлора на холодные растворы щелочи.

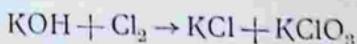
1. Налить в пробирку раствор KOH, поставить пробирку в стакан с холодной водой и пропускать через раствор хлор в течение нескольких минут. Полученную жавелевую воду сохранить для последующих опытов.

2. Разобрать уравнение реакции.

Опыт 2. Получение бертолетовой соли

1. Нагреть в стаканчике концентрированный раствор KOH и пропускать через него по широкой трубке хлор до тех пор, пока из раствора не начнут оседать кристаллики образующейся бертолетовой соли.

Реакция идет по схеме:



2. Остудить раствор. Отфильтровать выпавшие кристаллы, промыть их на фильтре небольшим количеством холодной воды и высушить.

3. К небольшому количеству полученного фильтрата прибавить избыток азотной кислоты и испытать его нитратом серебра. Образование осадка AgCl , не растворимого в HNO_3 , свидетельствует о присутствии в фильтрате ионов Cl' .

4. Часть высушенной соли смешать с двуокисью марганца и нагреть в пробирке. Обнаружить выделение кислорода тлеющей лучинкой.

5. Составить уравнение реакции образования бертолетовой соли.
Опыт 3. Обесцвечивание хлорной водой

1. Налить в пробирку немного раствора фуксина или индиго. Прибавлять по каплям хлорной воды. Происходит обесцвечивание раствора.

2. Провести палочкой, смоченной хлорной водой, по куску окрашенной ткани. След палочки отмечается уничтожением окраски.

Опыт 4. Обесцвечивание жавелевой водой

Проделать то же, что и в предыдущем опыте, взяв вместо хлорной воды приготовленную при опыте 1 жавелевую воду и слегка подкислив ее.

РАБОТА № 35

Явления адсорбции

Адсорбцией называется процесс, заключающийся в поглощении поверхностью тела частичек из соприкасающейся с ним фазы.

Адсорбционная способность — свойство поверхности и, как таковая, естественно зависит от величины поверхности. Но кроме того, она зависит от свойств адсорбента и от свойств адсорбируемого вещества.

Адсорбция — обратимый процесс. Адсорбируемые поверхностью адсорбента частички постоянно отрываются от него, а другие приходят на их место. В конце концов устанавливается равновесие, при котором скорость адсорбции становится равной скорости десорбции (обратный адсорбции процесс). При нагревании адсорбционное равновесие сдвигается в сторону десорбции, при охлаждении — в обратную сторону.

Для работы приготовить: 1) набор пробирок, 2) прибор для получения хлора, 3) колбочку на 100 см³, 4) воронку, 5) стеклянную палочку, 6) фильтровальную бумагу, 7) древесный уголь в кусочках и в порошке, 8) 0,01 N раствор Рb(C₂H₃O₂)₂, 9) раствор КJ, 10) крахмал, 11) иодную воду.

Опыт 1. Поглощение хлора углем (тяга!)

1. Наполнить две пробирки хлором.

2. В одну из пробирок бросить несколько кусочков предварительно прокаленного древесного угля, в другую — столько же кусочков сухого дерева. Плотно закрыть пробирки пробками и оставить стоять в течение 1/2 часа.

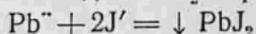
3. По истечении указанного времени сравнить цвет газов в обеих пробирках. В той пробирке, в которой находился уголь, совершенно незаметно цвета хлора, в другой — цвет хлора полностью сохранился.

Опыт 2. Адсорбция ионов свинца углем

Налить в колбочку 20 см³ 0,01 N раствора Рb(C₂H₃O₂)₂ и всыпать туда же 2—3 см³ мелко истолченного угля. Энергично взбалтывать смесь в течение некоторого времени.

2. Отфильтровать часть раствора в пробирку и испытать действие на фильтрат иодистого калия. Вследствие адсорбции большей части ионов свинца углем иодистый калий не вызывает образования осадка PbJ_2 .

Для сравнения проделать контрольное испытание с раствором $Pb(C_2H_3O_2)_2$, не подвергавшимся обработке углем. В этом случае тотчас выпадает желтый осадок PbJ_2 в результате реакции:



Опыт 3. Смещение адсорбционного равновесия вследствие нагревания

1. Приготовить жидкий крахмальный клейстер. Для этого растереть небольшое количество крахмала с водой и полученную кашу влить в колбочку с кипящей водой.

2. Остудив крахмальный клейстер, прибавить к нему несколько капель иодной воды. Иод адсорбируется крахмалом, вследствие чего раствор окрашивается в синий цвет.

3. Налить $1/2$ пробирки окрашенного раствора и нагреть его. Окраска исчезает. Вставить на четверть пробирку в холодную воду. Вследствие понижения температуры охлаждаемая часть раствора вновь начинает синеть.

Практические задачи. 1. Определить эквивалент бария по хлору, исходя из реакции между хлористым барием и нитратом серебра. По найденному эквиваленту и атомному весу бария установить формулу хлористого бария.

2. Получить сульфат марганца из отходов после получения хлора по методу, указанному в опыте 1 работы № 30.

Примечание. Все работы, стоящие под рубрикой „практические задачи“, выполняются в следующем порядке: студент составляет сначала подробный план практического решения задачи и только после одобрения плана преподавателем приступает к работе. По окончании работы отчет о ней сдается преподавателю.

VII. СЕРА

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Положение серы в периодической системе, строение ее атома, положительная и отрицательная валентность.
2. Химические свойства серы.
3. Сероводород, способы его получения и свойства. Сульфиды.
4. Сернистый ангидрид и сернистая кислота.
5. Серноватистая кислота и гипосульфит.
6. Серная кислота и ее свойства.
7. Катализ.

РАБОТА № 36

Окислительные свойства серы

Для работы приготовить: 1) серу, 2) железо в порошке; 3) пучок тонкой медной проволоки, 4) набор пробирок.

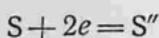
Опыт 1. Окисление железа серой

I. Тщательно смешать порошкообразные серу и железо, взятые в весовом отношении 4 : 7.

2. Насыпать приготовленную смесь в пробирку. Захватить последнюю держалкой и нагреть дно пробирки. Как только появится накал, сейчас же отодвинуть пробирку от горелки и, держа ее над железной доской штатива или над куском асбестового картона, наблюдать течение реакции. В результате реакции образуется сернистое железо:

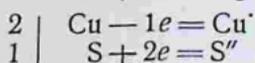
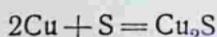


Железо окисляется, а сера восстанавливается:



Опыт 2. Окисление меди серой

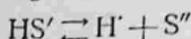
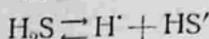
1. Нагреть немного серы в пробирке до кипения и внести в пары кипящей серы пучок тонкой медной проволоки. Происходит энергичное горение меди. Медь окисляется, сера восстанавливается. Образуется полусернистая медь:



РАБОТА № 37

Свойства сероводорода и сульфидов (тяга!)

Сероводород — газ, растворимый в воде во много раз хуже, чем хлористый водород (один объем воды растворяет три объема сероводорода). В водном растворе сероводород ведет себя как слабая кислота. Диссоциирует на ионы ступенчато:



Степень диссоциации иона HS' значительно меньше, чем степень диссоциации H_2S , поэтому в водном растворе H_2S преобладают ионы HS' над ионами S^{--} .

Сероводород и соли сероводородной кислоты — сульфиды — являются очень энергичными восстановителями. Они могут окисляться кислородом, галогенами и многими другими окислителями.

Для работы приготовить: 1) сульфид железа, 2) раствор сернистой кислоты 1:6, 3) раствор синего лакмуса, 4) лакмусовую бумагу, 5) раствор иода, 6) раствор NaOH , 7) растворы солей FeCl_2 , BaCl_2 , ZnSO_4 , MnSO_4 , FeSO_4 , CuSO_4 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 8) раствор HCl , 9) набор пробирок, 10) пробку с газотводной трубкой, изогнутой под углом, 11) пробку с газотводной трубкой, стянутой на конце, 12) колбу на 100 см³, 13) аппарат Киппа для получения сероводорода.

Опыт 1. Кислотные свойства сероводорода

1. Получить сероводород действием серной кислоты (конц. 1:6) на сульфид железа и пропускать его через воду, подкрашенную

синим лакмусом. Для этой цели можно воспользоваться простейшим прибором — пробиркой, закрываемой пробкой с газоотводной трубкой.

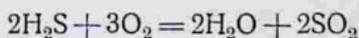
Если реакция не начнется сразу, следует слегка нагреть пробирку.

Опыт 2. Окисление сероводорода кислородом

1. Сменить пробку с газоотводной трубкой, употреблявшейся в первом опыте, на пробку с оттянутой трубкой, идущей вверх. Если реакция выделения сероводорода ослабла, слить кислоту с сульфида железа и добавить свежей кислоты. Когда начнется энергичное выделение газа, зажечь его у выхода из трубки и подержать над пламенем смоченную водой синюю лакмусовую бумажку. Бумажка краснеет вследствие поглощения водой SO_2 , получающегося при горении, и образования H_2SO_3 .

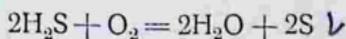
2. Внести в пламя горящего сероводорода холодную крышку от тигля. На крышке оседает сера, получающаяся при неполном сгорании сероводорода.

При полном сгорании H_2S реакция идет по уравнению:



$$2 \begin{cases} 1. & \text{S}^{\text{II}} - 6e = \text{S}^{\text{IV}} \\ 3. & \text{O} + 2e = \text{O}^{\text{II}} \end{cases}$$

При неполном сгорании имеет место следующая реакция:



$$2 \begin{cases} \text{S}^{\text{II}} - 2e = \text{S} \\ \text{O} + 2e = \text{O}^{\text{II}} \end{cases}$$

Опыт 3. Окисление сероводорода иодом

1. Пропускать сероводород в слабый раствор иода до полного обесцвечивания раствора. Образуется иодистый водород и выделяется сера.

2. Разобрать с электронной точки зрения произведенную реакцию и составить ее уравнение.

Опыт 4. Восстановление сероводородом хлорного железа

1. В подкисленный соляной кислотой раствор хлорного железа пропускать сероводород до перехода желтой окраски FeCl_3 в бледнозеленую FeCl_2 . Одновременно происходит выделение серы.

2. Разобрать реакцию с электронной точки зрения и составить уравнение реакции.

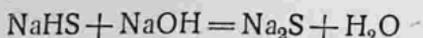
Опыт 5. Получение сульфида натрия

1. Налить в колбочку 25 см³ раствора NaOH и пропускать в него медленной струей сероводород из аппарата Киппа. Сероводород поглощается щелочью, и в результате реакции получается раствор гидросульфида:



Когда пузырьки газа начнут проходить через щелочь, не поглощаясь, прекратить пропускание сероводорода и прилить

колбу еще 25 см³ раствора щелочи. Гидросульфид превращается в сульфид:



Полученный раствор сохранить для следующих опытов.

Опыт 6. Растворимость различных сульфидов в воде и в кислотах

1. К растворам BaCl_2 , ZnSO_4 , MnSO_4 , FeSO_4 , CuSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить раствора Na_2S . Из всех растворов, кроме раствора BaCl_2 , выпадают осадки соответствующих сульфидов.

2. Дать осадкам отстояться, слить растворы с осадков и прибавить к последним разведенной HCl . Осадки ZnS , MnS и FeS растворяются, а осадки CuS и PbS не растворяются.

3. Написать для всех произведенных реакций ионные уравнения.

Различная растворимость сульфидов в воде и в кислотах используется в качественном анализе для разделения катионов, совместно находящихся в растворе. Это достигается введением в раствор ионов S^{2-} . Если среда нейтральная, осаждаются сульфиды, не растворимые в воде; если же среда кислая, осаждаются только сульфиды, не растворимые в кислоте. В результате одни катионы остаются в растворе, другие переходят в осадок.

РАБОТА № 38

Получение и свойства сернистого ангидрида и сернистой кислоты (тяга!)

Сернистый ангидрид представляет собой бесцветный газ с резким запахом. Растворимость его в воде довольно велика: один объем воды растворяет при комнатной температуре около 40 объемов сернистого ангидрида. При растворении в воде сернистый ангидрид частично соединяется с водой и образует слабую и очень неустойчивую сернистую кислоту, которая дает два ряда солей: нормальные — сульфиты и кислые — бисульфиты.

Сернистый ангидрид, сернистая кислота и ее соли являются сильными восстановителями. Лишь в исключительных случаях, при взаимодействии с еще более энергичными восстановителями, сернистый ангидрид может играть роль окислителя.

Со многими органическими красками сернистый ангидрид и сернистая кислота образуют бесцветные соединения. На этом основано белящее свойство сернистой кислоты.

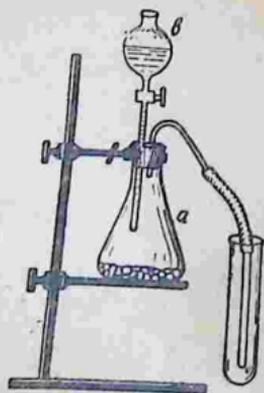
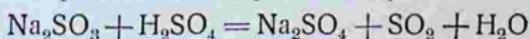


Рис. 33.

Для работы приготовить: 1) Na_2SO_3 кристаллический, 2) кони. H_2SO_4 , 3) раствор фуксина, 4) раствор FeCl_3 , 5) раствор сернистой кислоты, 6) аппарат Киппа для получения сероводорода, 7) прибор по рис. 33, 8) стакан на 250—300 см³, 9) набор пробирок.

Опыт 1. Получение сернистого ангидрида

Опыт производится в приборе, изображенном на рис. 33. В эрленмейеровскую колбу *a* помещают немного сульфата натрия или калия, в капельную воронку *b* наливают концентрированную серную кислоту. Открывая кран, выпускают в колбу по каплям серную кислоту. Образующаяся сернистая кислота разлагается на сернистый ангидрид и воду:



1. Зарядить прибор и получить сернистый ангидрид. Как только начнется выделение газа, сейчас же перейти к следующему опыту.

Опыт 2. Растворимость сернистого ангидрида в воде

1. Пропускать в течение 1—2 мин. сернистый ангидрид в сухую пробирку, опустив в нее газоотводную трубку вышеописанного прибора.

2. Вынув газоотводную трубку, заткнуть пробирку пальцем и опрокинуть ее в стакан с водой. Под водой открыть пробирку. По мере растворения газа вода заполняет пробирку.

3. Когда весь газ растворится, закрыть под водой отверстие пробирки пальцем и, вынув ее из воды, испытать раствор лакмусом.

Опыт 3. Белящие свойства сернистой кислоты

Через раствор фуксина пропускать сернистый ангидрид до обесцвечивания раствора.

Опыт 4. Восстановительные свойства сернистой кислоты

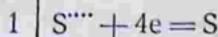
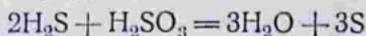
1. К раствору FeCl_3 прибавлять по каплям раствор сернистой кислоты до перехода желтой окраски в светлозеленую.

2. Разобрать реакцию с электронной точки зрения и составить уравнение реакции.

(См. также работу 32, опыт 4.)

Опыт 5. Окислительные свойства сернистой кислоты

В раствор сернистой кислоты пропускать сероводород. Раствор сильно мутится вследствие выделения серы. Реакция протекает по следующему уравнению:

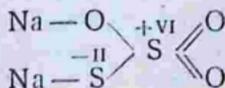


Ион S^{II} из сероводорода является восстановителем, а ион S^{IV} из сернистого ангидрида — окислителем.

РАБОТА № 39

Получение и свойства гипосульфита

Гипосульфит является натриевой солью несуществующей в свободном состоянии серноватистой кислоты. Структурная формула гипосульфита:



Из этой формулы видно, что атомы серы, входящие в состав гипосульфита, имеют разную валентность: один атом шестивалентен положительно, другой — двухвалентен отрицательно.

Благодаря наличию последнего гипосульфит является сильным восстановителем.

Для работы приготовить: 1) раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 2) серу, 3) соляную кислоту, 4) хлорную воду, 5) стаканчик на 100 см^3 , 6) воронку, 7) фильтровальную бумагу, 8) набор пробирок.

Опыт 1. Получение гипосульфита

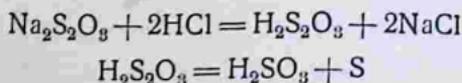
Гипосульфит получается кипячением раствора сульфита натрия с серой. При этом нейтральные атомы серы окисляются ионы S^{IV} сернистого ангидрида в ионы S^{VI} , а сами восстанавливаются в ионы S^{II} .

1. Кипятить раствор сульфита натрия с серой в течение 10—15 мин.

2. Отфильтровать полученный раствор гипосульфита от избытка серы.

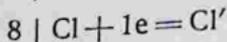
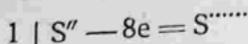
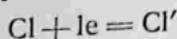
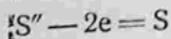
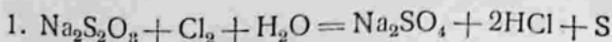
Опыт 2. Действие кислот на гипосульфит

К раствору, полученному в предыдущем опыте, прибавить немного серной или соляной кислоты. Получающаяся при реакции серноватистая кислота не может существовать в свободном состоянии и поэтому сейчас же разлагается с образованием сернистой кислоты и серы:



Опыт 3. Окисление гипосульфита хлором

Как было сказано выше, гипосульфит является энергичным восстановителем. При его взаимодействии с хлором отрицательно заряженные ионы серы S^{II} теряют свои электроны и превращаются в нейтральные атомы или (при избытке хлора) в положительно заряженные ионы S^{IV} .



На этой реакции основано применение гипосульфита для уничтожения следов хлора в отбеливаемых им тканях.

1. Налить в пробирку немного раствора гипосульфита и прибавить к нему хлорной воды. Раствор мутнеет вследствие выделения серы.

Свойства серной кислоты

Серная кислота представляет собой бесцветную маслянистую жидкость уд. в. 1,84, закипающую при 338°.

При растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество тепла вследствие образования гидратов. Выделение тепла при растворении серной кислоты является причиной того, что прибавляемая к серной кислоте вода сейчас же превращается в пар, вызывая опасное для окружающих разбрызгивание кислоты. Поэтому при разбавлении концентрированной серной кислоты не следует прибавлять воду к кислоте, а, наоборот, надо кислоту прибавлять к воде, притом тонкой струей.

Серная кислота обладает способностью отнимать элементы воды от органических веществ, чем объясняется обугливание многих органических веществ при действии на них крепкой серной кислоты.

Концентрированная серная кислота является сильным окислителем. Производя окисление, она сама восстанавливается до сернистой кислоты, а иногда даже до нейтральной серы и до сероводорода.

Для работы приготовить: 1) конц. H_2SO_4 ,¹ 2) разбавленную серную кислоту 1:5, 3) куски бумаги, ткани, лучинки, 4) древесный уголь, 5) медные стружки, 6) цинк металлический, 7) калориметр, 8) термометр с делениями до 0,1°, 9) набор пробирок, 10) стеклянную палочку, 11) пробку с изогнутой под углом газоотводной трубкой.

Опыт 1. Теплота растворения серной кислоты

Работа выполняется аналогично работе № 17. В пробирку наливают через воронку 5—6 см³ конц. серной кислоты. Пробирку закрывают пробкой и взвешивают. При взвешивании пробирка подвешивается к весам за тонкую проволоку, намотанную на край пробирки.

После измерения температуры воды в калориметре приподнимают крышку его и выливают кислоту в воду; быстро перемешивают жидкость и измеряют температуру раствора.

Пробирка с пробкой вновь взвешивается, причем последняя отдельно кладется на чашку весов.

Все остальное выполняется, как в работе № 17.

Опыт 2. Обугливание клетчатки $(C_6H_{10}O_5)_x$ концентрированной серной кислотой

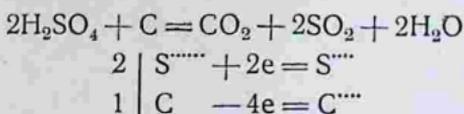
1. Опустить конец стеклянной палочки в конц. серную кислоту и прикоснуться этим концом к лучинке, куску бумаги, бумажной ткани и т. п. В местах прикосновения появляются черные пятна, а на бумаге и ткани через некоторое время образуются дыры.

¹ Для точных результатов требуется совершенно чистая, не содержащая воды серная кислота. Так как в условиях работы лаборатории общей химии обыкновенно приходится пользоваться продажной серной кислотой, содержащей несколько процентов воды, то полученный результат, естественно, будет отличаться от истинного на несколько процентов.

2. Написать или нарисовать что-либо на куске белой бумаги лучинкой, смоченной в растворе серной кислоты (1 : 5). Просушить бумагу, держа ее высоко над пламенем. Вследствие испарения воды кислота концентрируется и обугливает бумагу в смоченных ею местах.

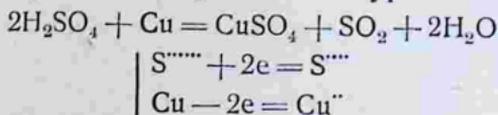
Опыт 3. Окисление угля концентрированной серной кислотой

Осторожно нагреть в пробирке 2—3 см³ концентрированной серной кислоты с кусочком угля. Образуются углекислый газ и сернистый ангидрид. Последний легко узнать по запаху. Реакция идет по уравнению:



Опыт 4. Окисление меди концентрированной серной кислотой

При нагревании меди с концентрированной серной кислотой последняя восстанавливается до сернистого ангидрида, а медь окисляется до ионов Cu^{II}. Образующиеся ионы меди с ионами SO₄^{II} дают CuSO₄. Реакция протекает по уравнению:



1. Налить в пробирку 3—4 см³ концентрированной серной кислоты и прибавить немного стружек.

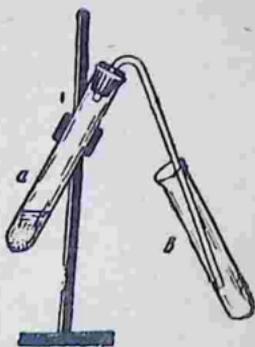


Рис. 34.

2. Закрыть пробирку *a* пробкой с газоотводной трубкой и укрепить слегка наклонно в зажиме штатива (рис. 34). Открытый конец газоотводной трубки опустить до дна в сухую пробирку *b* и заткнуть отверстие последней куском ваты.

3. Нагревать осторожно пробирку, держа горелку наклонно в руке. Как только начнется энергичная реакция, **сейчас же убрать горелку.**

4. По окончании реакции поднятием штатива отделить пробирку с реакционной смесью от пробирки с газом и осторожно понюхать газ в пробирке.

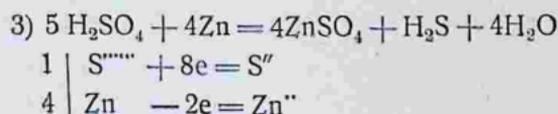
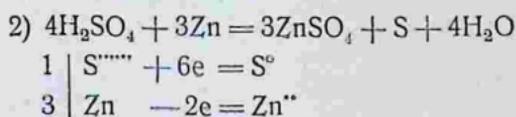
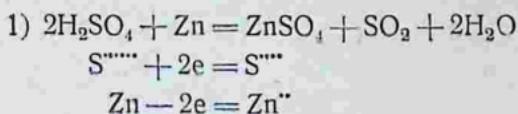
5. Когда пробирка *a* остынет, вылить ее содержимое в стакан с небольшим количеством воды. Часть раствора отфильтровать.

Синий цвет раствора свидетельствует об образовании CuSO₄.

Опыт 5. Окисление цинка концентрированной серной кислотой

Как известно, при действии цинка на разведенную серную кислоту происходит вытеснение водорода и замещение его цин-

ком, т. е. окисление цинка производится водородными ионами кислоты. При действии же концентрированной серной кислоты на цинк окислительно-восстановительный процесс протекает совсем иначе. В этом случае окисление цинка идет за счет ионов S^{++++} концентрированной серной кислоты, причем часть последней восстанавливается до сернистого ангидрида, часть — до нейтральной серы, а часть — до сероводорода. Реакции протекают по следующим уравнениям:

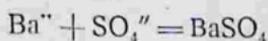


Технически опыт выполняется аналогично опыту второму. Реакция протекает еще более бурно, чем в случае окисления меди. На стенках пробирки оседает сера, в приемнике для газов явно ощущается одновременно с запахом сернистого ангидрида и запахом сероводорода.

Опыт 6. Реакция открытия иона SO_4^{--}

При встрече ионов SO_4^{--} с ионами Ba^{++} образуется тяжелый белый осадок сульфата бария, не растворимый в кислотах. Образование этого осадка служит характерной реакцией на ион SO_4^{--} .

1. Подействовать раствором хлористого бария $BaCl_2$ на растворы серной кислоты и различных сульфатов. Во всех случаях выпадает белый осадок $BaSO_4$:



2. Испытать действие на осадок соляной и азотной кислот,

РАБОТА № 41

Катализ

Для работы приготовить: 1) набор пробирок, 2) двуокись марганца, 3) 3%¹⁰-ный раствор перекиси водорода, 4) лучинки, 5) прибор для получения сернистого ангидрида (рис. 41), 6) кусочек платинированной пемзы, 7) стакан на 250 см³, 8) железные щипцы, 9) серную кислоту 20%¹⁰-ную, 10) цинк в кусочках, 11) 0,1 N раствор $KMnO_4$, 12) 0,5 N раствор KNO_3 .

Опыт 1. Каталитическое ускорение разложения перекиси водорода двуокисью марганца

Как известно, перекись водорода является неустойчивым веществом и постепенно разлагается на воду и кислород. Однако,

эта реакция при обыкновенных условиях идет сравнительно медленно. Но стоит только ввести в раствор перекиси водорода немного двуокиси марганца, как тотчас же начинается быстрое разложение перекиси водорода.

1. Налить в пробирку немного 3%-ного раствора перекиси водорода. Бросить в раствор щепотку двуокиси марганца и наблюдать разложение перекиси водорода. Обнаружить выделяющийся кислород тлеющей лучинкой.

Опыт 2. Каталитическое окисление сернистого ангидрида (тяга!)

1. Наполнить стакан сернистым ангидридом, воспользовавшись для его получения тем же прибором, что и в работе 38.

2. Оставив стакан открытым, чтобы газ несколько перемешался с воздухом, захватить щипцами кусочек платинированной пемзы, накалить его и быстро ввести в стакан с газом.

Наблюдать появление белого дыма, образующегося вследствие окисления SO_2 в SO_3 .

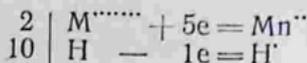
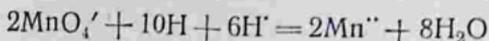
Опыт 3. Каталитическое влияние двуокиси марганца на реакцию разложения бертолетовой соли

1. Поместить в пробирку немного бертолетовой соли, укрепить пробирку вертикально в зажиме штатива и нагревать соль небольшим пламенем, пока она не расплавится и из нее не начнут выделяться пузырьки кислорода (испытание тлеющей лучинкой).

2. Не прекращая нагревания, всыпать в пробирку крошечную щепоточку порошкообразной двуокиси марганца. Наблюдать резкое увеличение скорости выделения кислорода.

Опыт 4. Ускорение реакции восстановления перманганата калия водородом в момент выделения путем введения в раствор ионов NO_3'

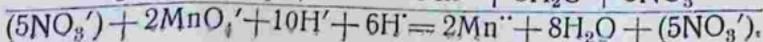
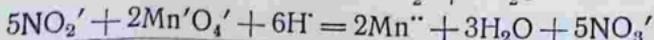
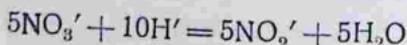
При действии водорода в момент выделения на подкисленный раствор перманганата калия KMnO_4 последний обесцвечивается вследствие восстановления ионов MnO_4' , сообщающих раствору малиновую окраску, в бесцветные ионы двухвалентного марганца:



Реакция эта идет очень медленно, так как скорость соединения атомов водорода в молекулы H_2 гораздо больше скорости их взаимодействия с ионами MnO_4' . Введение в раствор ионов NO_3' каталитически ускоряет реакцию, что можно объяснить возникновением следующих быстро протекающих промежуточных реакций:

а) восстановления иона NO_3' в ион NO_2' водородом;

б) восстановления иона перманганата (MnO_4') образовавшимся ионом NO_2' , который при этом снова окисляется в ион NO_3' :



Таким образом в результате промежуточных реакций ион NO_3^- остается неизменным, т. е. играет роль типичного катализатора.

1. Налить в пробирку 20%-ной серной кислоты, прибавить к ней несколько капель 0,1 N раствора KMnO_4 , размешать и отлить половину жидкости в другую пробирку.

2. В пробирку с первой порцией жидкости прибавить 1 каплю 0,5 N раствора KNO_3 и затем бросить в обе пробирки по кусочку цинка.

В первой пробирке жидкость обесцвечивается очень быстро, во второй лишь спустя более или менее продолжительное время.

Практические задачи. 1. Отделить друг от друга находящиеся в одном растворе ионы кальция, меди и двухвалентного железа, пользуясь различной растворимостью сульфидов тех же металлов в воде и кислотах.

2. Получить сульфат цинка (с учетом выхода) из жидкости, остающейся в аппарате Киппа после добывания водорода.

VIII. АЗОТ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Азот, его положение в периодической системе, строение его атома, валентность, химические свойства.

2. Аммиак, его получение и свойства. Гидрат окиси аммония. Соли аммония.

3. Окислы азота. Окись и двуокись азота.

4. Получение азотной кислоты. Окислительные свойства азотной кислоты. Соли азотной кислоты, их общие свойства.

РАБОТА № 42

Аммиак и соли аммония (тяга!)

Для работы приготовить: 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 2) NH_4Cl , 3) конц. раствор аммиака, 4) конц. раствор HCl , 5) раствор NH_4Cl , 6) раствор NaOH , 7) пробку с газоотводной трубкой, изогнутой под прямым углом, 8) набор проб рок, 9) стакан на 250 см^3 , 10) 2 небольшие пипетки, 11) красную лакмусовую бумагу.

Опыт 1. Получение аммиака из аммонийных солей и растворимость аммиака в воде

1. Тщательно перемешать в фарфоровой ступке или на листе белой бумаги приблизительно равные объемы (по чайной ложке) NH_4Cl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

2. Всыпать полученную смесь в пробирку, закрыть последнюю пробкой с газоотводной трубкой, изогнутой под прямым углом, и укрепить в штативе в положении, указанном на рисунке 35. Наставить на газоотводную трубку опрокинутую вверх дном пробирку.

3. Осторожно нагревать пробирку со смесью, вода вдоль нее пламенем горелки. Через несколько минут, когда можно будет думать, что пробирка заполнилась аммиаком, прекратить нагревание, осторожно снять пробирку с газоотводной трубки и, не переворачивая ее, опустить в стакан с водой. Вследствие растворения газа пробирка постепенно заполняется водой.

4. Заткнуть под водой пробирку с раствором аммиака пальцем, вынуть ее из воды и испытать раствор лакмусовой бумажкой.

5. Написать уравнение реакции получения аммиака.

Опыт 2. Образование NH_4Cl при взаимодействии между газообразным NH_3 и HCl

1. В две сухих пробирки поместить при помощи пипетки в одну 1—2 капли крепкого раствора аммиака, в другую — такое же количество концентрированной соляной кислоты.

2. Наставить одну пробирку на другую и в таком положении несколько раз перевернуть. Испаряющиеся аммиак и HCl в газообразном состоянии соединяются друг с другом, образуя NH_4Cl , который в виде белого дыма заполняет обе пробирки.

Опыт 3. Возгонка аммонийных солей

Аммонийные соли при нагревании разлагаются на аммиак и соответствующую кислоту. Если кислота летуча, то в воздухе она вновь соединяется с аммиаком, образуя прежнюю соль, — практически происходит возгонка соли.

1. Положить в сухую пробирку немного NH_4Cl и нагреть пробирку в том месте, где находится соль. Происходит выделение густого белого дыма, который оседает на стенках пробирки. Через некоторое время вся взятая соль возгоняется.

При нагревании NH_4Cl разлагается на NH_3 и HCl . Оба газа в холодных частях пробирки соединяются между собой, снова образуя NH_4Cl , который оседает на стенках пробирки.

Опыт 4. Открытие иона NH_4^+

При действии щелочей на аммонийные соли выделяется NH_3 , который очень неустойчив и легко разлагается на NH_3 и H_2O . Путем нагревания образующийся аммиак может быть выделен из раствора.

Выделение NH_3 при нагревании растворов аммонийных солей со щелочами служит характерной реакцией на ион аммония.

1. Налить в пробирку немного раствора какой-либо аммонийной соли и прибавить к нему щелочи.

2. Закрепив пробирку в деревянной держалке, нагреть смесь до кипения. Внести в выделяющиеся из пробирки пары смоченную красную лакмусовую бумажку. Бумажка синее. Выделение аммиака узнается также по запаху.

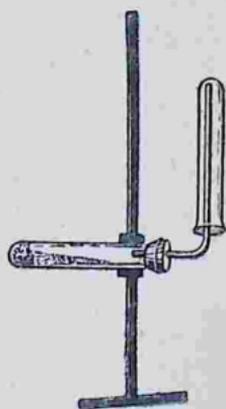
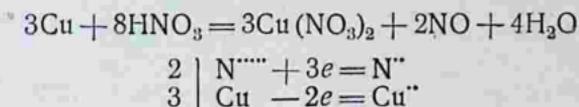


Рис. 35.

Получение окиси и двуокиси азота (*тяга!*)

Для лабораторных опытов окись азота обыкновенно получают из азотной кислоты путем восстановления ее медью. Реакция протекает по уравнению:



Окись азота — бесцветный газ, мало растворимый в воде; свой кислород она отдает с трудом. Поэтому горящая лучинка гаснет в окиси азота. Окись азота легко соединяется с кислородом, образуя двуокись азота.

Для работы приготовить: 1) HNO_3 уд. в. 1, 2, 2) медные стружки, 3) газометр с кислородом, 4) пробку с газоотводной трубкой, 5) набор пробирок, 6) воронку, 7) фильтровальную бумагу, 8) фарфоровую чашку, 9) чашку или стакан для воды.

1. Положить в пробирку немного медных стружек и прилить примерно до $\frac{1}{3}$ пробирки разведенной азотной кислоты.

2. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепить в зажиме штатива так, чтобы конец газоотводной трубки был погружен в чашку с водой.

3. Слегка подогреть пробирку. Когда появляющийся первоначально в пробирке бурый газ сменится бесцветным, подвести конец газоотводной трубки под пробирку, заполненную водой, и собрать в нее выделяющийся газ. Так же наполнить газом вторую пробирку.

4. Закрыть пальцем под водой одну из пробирок, вынуть ее из воды, перевернуть и опустить в нее горящую лучинку. Лучинка гаснет.

5. Подвести под вторую пробирку с окисью азота газоотводную трубку от газометра с кислородом и пропускать отдельными пузырьками кислород. Кислород тотчас же вступает в реакцию с окисью азота, образуя бурые пары NO_2 , которые при встряхивании пробирки растворяются в воде. По мере растворения NO_2 вода заполняет пробирку.

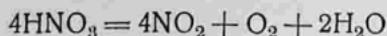
6. Оставшуюся после выделения окиси азота реакционную смесь разбавить водой, профильтровать в фарфоровую чашку, сгустить выпариванием до небольшого объема и оставить кристаллизоваться.

РАБОТА № 44

Получение и свойства азотной кислоты и ее солей (*тяга!*)

Безводная азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость, кипящую при 86° . Азотная кислота — непрочное соединение, легко разлагающееся при нагревании. На свету разложение

ее происходит уже при обыкновенной температуре. Реакция идет по уравнению:



Самым важным свойством азотной кислоты является ее окислительная способность. Азотная кислота окисляет почти все металлы, многие неметаллы и сложные вещества. Большинство реакций, в которых азотная кислота участвует как окислитель, идут с восстановлением ее до NO_2 или NO . В некоторых случаях восстановление идет до N_2 , а иногда до NH_3 .

Как общее правило можно принять, что при действии концентрированной азотной кислоты получается NO_2 , при действии разбавленной — NO . Более глубокое восстановление идет в очень разбавленных растворах при наличии сильных восстановителей.

Соли азотной кислоты тоже являются непрочными соединениями и легко разлагаются при нагревании. В зависимости от характера катиона разложение сопровождается образованием нитритов, окислов металлов или металлов в свободном виде. Все соли, как и сама кислота, являются сильными окислителями.

Азотная кислота может быть получена из ее солей действием на них концентрированной серной кислотой.

Для работы приготовить: 1) селитру, 2) конц. H_2SO_4 , 3) медные стружки, 4) HNO_3 уд. в. 1,4, 5) HNO_3 уд. в. 1,2, 6) нормальный раствор HNO_3 , 7) нормальный раствор BaCl_2 , 8) цинковую пыль, 9) древесный уголь, 10) серу, 11) аппарат Киппа для получения сероводорода, 12) пробку с газоотводной трубкой, 13) асбестовый картон, 14) набор пробирок, 15) фарфоровую чашечку.

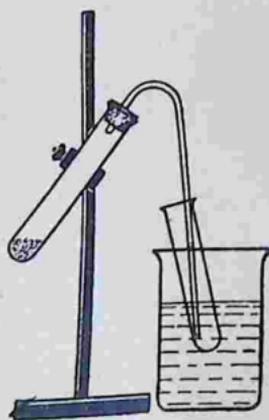


Рис. 36.

Опыт 1. Получение азотной кислоты из селитры

1. Составить прибор согласно рис. 36.

2. В пробирку насыпать немного селитры (высота слоя около 1 см) и влить туда же через воронку столько концентрированной серной кислоты, чтобы соль была только смочена ею.

3. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Последнюю опустить в пустую пробирку, вставленную в стакан с холодной водой.

4. Осторожно нагревать реакцию смесь. Образующиеся пары азотной кислоты по газоотводной трубке направляются в охлаждаемую водой пробирку, где они конденсируются. Нагревание вести до тех пор, пока в пробирке не накопится

некоторое количество азотной кислоты. Полученную кислоту сохранить для опыта 2.

Опыт 2. Разложение азотной кислоты при нагревании

1. Нагреть в пробирке полученную в первом опыте азотную кислоту.

2. Внести в пары кипящей кислоты укрепленный на проволоке кусочек раскаленного угля или конец тлеющей лучинки.

Уголь продолжает ярко гореть в кислороде, получающемся в результате разложения азотной кислоты.

Опыт 3. Сравнение окислительной способности концентрированной и разбавленной азотной кислоты

1. Положить в две пробирки немного медных стружек. В одну из пробирок прибавить небольшое количество концентрированной азотной кислоты (уд. в. 1,4), в другую — разбавленной (уд. в. 1,2). В первой пробирке происходит энергичная реакция с выделением бурой двуокиси азота, во второй реакция идет слабее, выделяется бесцветная окись азота, которая бурет у выхода из пробирки вследствие соединения с кислородом воздуха.

2. Написать уравнения обеих реакций, разобрав их с электронной точки зрения.

Опыт 4. Окисление серы концентрированной азотной кислотой

Концентрированная азотная кислота при нагревании окисляет серу в серную кислоту, восстанавливаясь сама до окиси азота.

1. Налить в фарфоровую чашечку несколько куб. сантиметров концентрированной азотной кислоты, всыпать в нее щепотку серного цвета и нагревать смесь до кипения несколько минут.

2. По окончании нагревания дать жидкости остыть, сильно разбавить ее водой, отфильтровать часть полученного раствора в пробирку и обнаружить в нем присутствие ионов SO_4^{2-} с помощью хлористого бария (см. работу № 40, опыт 6).

3. Составить уравнение произведенной реакции.

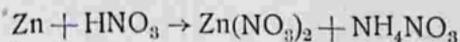
Опыт 5. Окисление сероводорода азотной кислотой

1. В широкую пробирку с разбавленной азотной кислотой пропускать сероводород из аппарата Киппа. Выделяется обильный осадок серы вследствие окисления сероводорода.

2. Разобрать реакцию с электронной точки зрения и составить уравнение реакции.

Опыт 6. Восстановление азотной кислоты цинком до аммиака

При действии на разведенную азотную кислоту цинком последняя восстанавливается до аммиака, который с избытком азотной кислоты образует нитрат аммония. Реакция идет по схеме:



1. Поместить в пробирку щепотку цинковой пыли и прибавить сильно разведенной азотной кислоты. Энергично взбалтывать смесь в течение нескольких минут. Профильтровать.

2. Испытать фильтрат на присутствие в нем ионов NH_4^+ (см. работу 42, опыт 4).

Опыт 7. Горение угля и серы на поверхности расплавленной селитры

1. Насыпать в пробирку немного селитры и укрепить пробирку вертикально в зажиме штатива.

2. Нагреть селитру до плавления и бросить в нее раскаленный кусочек угля. Уголь продолжает ярко гореть за счет выделяющегося из селитры кислорода.

3. Когда уголь сгорит, тотчас же бросить в пробирку кусочек серы величиной с горошину. Коснувшись поверхности серы, сера воспламеняется и сгорает ярким светом. Иногда, вследствие выделения большого количества тепла, пробирка расплавляется. Поэтому под пробирку, прежде чем бросить в нее серу, следует на всякий случай подставить чашку с песком.

Практические задачи. 1. Получить азотную кислоту из нитрата аммония и определить процент ее выхода.

2. Очистить поваренную соль от примешанного к ней хлористого аммония. Проверить полноту отделения хлористого аммония.

3. Приготовить нитрат меди, используя медную (латунную) монету.

IX. ФОСФОР

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Положение фосфора в периодической системе, строение атома, валентность, химические свойства.

2. Фосфорный ангидрид и фосфорные кислоты.

3. Фосфорнокислые удобрения.

РАБОТА № 45

Окислы и кислоты фосфора (*тяга!*)

Из окислов фосфора самым важным является фосфорный ангидрид P_2O_5 .

Фосфорному ангидриду соответствуют 3 кислоты, которые отличаются друг от друга содержанием воды в молекуле кислоты: метафосфорная HPO_3 , пирофосфорная $H_4P_2O_7$ и ортофосфорная H_3PO_4 . При непосредственном взаимодействии фосфорного ангидрида с водой получается метафосфорная кислота. При кипячении раствора метафосфорной кислоты, особенно в присутствии сильных кислот, метафосфорная кислота переходит в ортофосфорную кислоту. Пирофосфорная кислота получается при нагревании ортофосфорной кислоты до $200-300^\circ$. Все три кислоты являются твердыми веществами. Ортофосфорная кислота при взаимодействии с $AgNO_3$ дает желтый осадок Ag_3PO_4 , а мета- и пирофосфорная кислоты — белые осадки. Это дает возможность отличить ортофосфорную кислоту от других фосфорных кислот.

Фосфорная кислота может быть открыта также при помощи молибдата аммония $(NH_4)_2MoO_4$, образующего с ней в присутствии азотной кислоты при нагревании характерный желтый осадок сложного состава.

Для работы приготовить: 1) красный фосфор, 2) раствор $AgNO_3$, 3) раствор аммиака, 4) раствор HNO_3 , 5) металлическую пластинку, 6) воронку, 7) набор пробирок.

Опыт 1. Получение фосфорного ангидрида

На металлической пластинке зажечь немного красного фосфора. Накрывать горящий фосфор неплотно стеклянной воронкой.

Образующийся фосфорный ангидрид осаждается на стенках воронки.

Опыт 2. Получение метафосфорной кислоты

1. Полученный в опыте первом фосфорный ангидрид оставить на воронке, пока он не расплывется вследствие поглощения влаги из воздуха и не перейдет в метафосфорную кислоту.

2. Образующуюся кислоту смыть со стенок воронки в пробирку и разделить раствор на две части.

3. К одной части раствора прибавить несколько капель AgNO_3 , перемешать и осторожно прилить по стенкам пробирки слабого раствора аммиака так, чтобы жидкости не смешивались и образовались два слоя. Получение белого кольца на границе двух жидкостей (вследствие выделения AgPO_3) свидетельствует о присутствии в растворе метафосфорной кислоты. Опыт может не удасться, если будет взят недостаточно слабый раствор аммиака и если произойдет хотя бы легкое перемешивание у границы обоих растворов, так как AgPO_3 растворяется в аммиаке.

Опыт 3. Превращение метафосфорной кислоты в ортофосфорную

1. Ко второй части раствора метафосфорной кислоты, полученной в опыте 2, прилить несколько капель HNO_3 и прокипятить в течение 3—5 мин.

2. По охлаждении раствора испытать действие на него AgNO_3 так же, как в опыте 2. Образование желтого кольца на границах двух жидкостей — признак наличия ортофосфорной кислоты.

РАБОТА № 46

Получение суперфосфата

Из солей фосфорных кислот наибольшее значение имеют соли ортофосфорной кислоты. Очень распространенной в природе солью является фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Эта соль почти нерастворима в воде. Значительно лучшей растворимостью обладают кислые соли кальция и фосфорной кислоты. Переработка минералов, в состав которых входит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (например, фосфоритов), в продукты, содержащие сравнительно хорошо растворимые кислые фосфаты кальция, составляет основу производства фосфорнокислых удобрений.

Одним из таких продуктов является суперфосфат, получаемый при действии серной кислоты на природные фосфориты и содержащий образовавшиеся в результате реакции $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ и CaSO_4 .

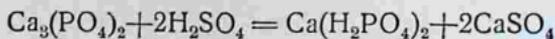
Для работы приготовить: 1) фосфоритную муку, 2) серную кислоту уд. в. 1,84, 3) растворы AgNO_3 и NaHPO_4 , 4) раствор $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, 5) мензурку на 50—100 см^3 , 6) воронку, 7) стакан на 100 см^3 , 8) набор пробирок, 9) стеклянную палочку, 10) фильтровальную бумагу.

1. Познакомиться с реакцией открытия фосфорной кислоты при помощи $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$. Для этого налить в пробирку немного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, прибавить к нему конц. азотной кислоты и несколько капель раствора какого-нибудь фосфата, например

Na_2HPO_4 . Нагреть смесь. Появляется характерный желтый осадок.

2. Разболтать немного фосфоритной муки с водой, отфильтровать осадок и испытать фильтрат на содержание ионов PO_4^{3-} молибдатом аммония. Осадка не получается, что указывает на отсутствие в фильтрате ионов PO_4^{3-} .

3. Отвесить на обыкновенных весах около 20 г фосфоритной муки. Справиться о содержании в ней $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и рассчитать по уравнению



сколько серной кислоты потребуется, чтобы превратить в однокальциевый фосфат взятое количество фосфоритной муки.

4. Отмерить мензуркой требуемое количество серной кислоты (уд. в. 1,84) и разбавить его вдвое водой (**кислоту вливать в воду**).

5. Влить приготовленную кислоту в стакан с фосфоритной мукой и размешивать палочкой минут 10—15.

6. Прилить к смеси 50—100 см³ воды, размешать хорошенько и, отфильтровав часть жидкости, испытать ее на присутствие ионов PO_4^{3-} молибдатом аммония.

Х. УГЛЕРОД И ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Положение углерода в периодической системе, строение его атома, общая химическая характеристика.

2. Угольный ангидрид, угольная кислота и ее свойства. Карбонаты и бикарбонаты.

3. Пределные и неопределенные углеводороды.

4. Спирты и простые эфиры.

5. Альдегиды и кетоны, их свойства.

6. Углеводы: глюкоза, тростниковый сахар, крахмал, клетчатка.

7. Сложные эфиры. Жиры. Омыление жиров. Азотокислые эфиры клетчатки.

РАБОТА № 47

Угольный ангидрид, угольная кислота и ее соли

Для работы приготовить: 1) прибор для получения углекислого газа согласно рис. 37, 2) материальную банку на 300—400 см³, 3) железные щипцы, 4) набор пробирок, 5) пробку к пробиркам с газоотводной трубкой, 6) соляную кислоту, 7) ленту магния, 8) сухие соли: CaCO_3 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, NaHCO_3 , Na_2CO_3 , 9) растворы солей: CaCl_2 , BaCl_2 , ZnCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , NaHCO_3 , 10) известковую воду, 11) раствор лакмуса, 12) лучинки.

Опыт 1. Получение и свойства углекислого газа

В лаборатории углекислый газ обычно получается действием соляной кислоты на мрамор CaCO_3 . Для получения сравнительно небольших количеств можно воспользоваться прибором, изображенным на рис. 37.

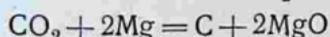
В банку накладывают кусочки мрамора. Банка закрывается пробкой, в которую вставлены воронка с длинной трубкой и газоотводная трубка.

Через воронку наливают в банку кислоты настолько, чтобы конец трубки был погружен в жидкость.

Таким образом получается гидравлический затвор. Образующийся углекислый газ имеет один только выход через газоотводную трубку.

1. Собрать прибор, как указано на рис. 37. Налить кислоты, подставить под конец газоотводной трубки банку и наполнить ее углекислым газом. (Проба: горящая лучинка, внесенная в банку, гаснет.)

2. Захватить щипцами ленточку магния, зажечь ее и быстро внести в банку с углекислым газом. Магний продолжает гореть. Происходит восстановление CO_2 магнием:



3. По окончании реакции прилить в банку немного соляной кислоты. Окись магния растворяется, а образовавшийся уголь остается в банке в виде черных крупинок.

4. Налить в пробирку немного воды, подкрасить ее синим лакмусом и пропускать через нее углекислый газ. Вследствие растворения углекислого газа и образования угольной кислоты жидкость окрашивается в красный цвет.

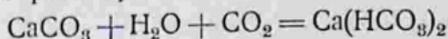
Опыт 2. Получение нерастворимых карбонатов

1. Прибавить к растворам солей CaCl_2 , BaCl_2 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ раствора Na_2CO_3 . Выпадают осадки нерастворимых карбонатов.

2. Написать ионные уравнения произведенных реакций.

Опыт 3. Различие в растворимости карбонатов и бикарбонатов

1. Пропускать через известковую воду в течение нескольких минут углекислый газ. Выпадающий вначале осадок CaCO_3 постепенно растворяется вследствие образования кислой соли, сравнительно хорошо растворимой в воде:



2. Полученный прозрачный раствор разделить на две порции: одну прокипятить, к другой прибавить известковой воды. В обоих случаях образуется осадок CaCO_3 . Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Действие кислот на карбонаты и бикарбонаты

1. Действовать на различные соли угольной кислоты, например, Na_2CO_3 , CaCO_3 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, NaHCO_3 несколькими кислотами и исследовать выделяющийся газ, направляя его по газоотводной трубке в раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Во всех случаях происходит выделение углекислого газа. Эта реакция используется для открытия иона CO_3^{2-} .

2. Написать уравнения для всех произведенных реак

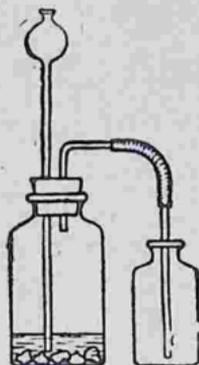


Рис. 37.

Опыт 5. Гидролиз карбонатов и бикарбонатов

1. Испытать действие растворов карбонатов и бикарбонатов на лакмус и убедиться, что растворы карбонатов имеют щелочную реакцию, а растворы бикарбонатов — почти нейтральную.

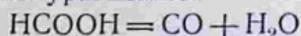
РАБОТА № 48

Получение и свойства окиси углерода (*тяга!*)

В лаборатории окись углерода обыкновенно получают путем разложения органических кислот при помощи серной кислоты.

Для работы приготовить: 1) прибор для получения окиси углерода согласно рис. 32 (работа № 38), 2) набор пробирок, 3) конц. H_2SO_4 , 4) конц. муравьиную кислоту, 5) стакан или чашку для воды.

Опыт выполняется в приборе, изображенном на рис. 33 (работа № 38). В колбу, закрываемую пробкой с газоотводной трубкой и капельной воронкой, наливают немного концентрированной серной кислоты. Капельную воронку заполняют концентрированной муравьиной кислотой. Нагрев колбу с серной кислотой приблизительно до 100° , открывают кран капельной воронки и выпускают из нее по каплям муравьиную кислоту в серную. Сейчас же начинается выделение окиси углерода вследствие разложения муравьиной кислоты по уравнению:



Серная кислота играет роль водоотнимающего вещества. Выделяющаяся окись углерода направляется в тот или иной прибор в зависимости от характера опыта.

При работе с окисью углерода нужно твердо помнить, что она очень ядовита, и поэтому все опыты должны производиться в исключительно хорошо вентилируемом вытяжном шкафу.

1. Привести в действие прибор для получения окиси углерода и, подождав некоторое время, чтобы воздух из прибора был вытеснен, подвести конец газоотводной трубки под отверстие пробирки, заполненной водой и погруженной открытым концом в стакан с водой. Наполнить пробирку окисью углерода.

2. Закрывать отверстие пробирки под водой пальцем, вынуть пробирку из воды и, перевернув отверстием кверху, зажечь находящийся в ней газ. Обратит внимание на синеватую окраску пламени.

РАБОТА № 49

Получение и свойства простейших углеводов

Для работы приготовить: 1) высушенный и прокаленный уксуснокислый натрий, 2) натронную известь, 3) карбид кальция, 4) бромную воду, 5) набор пробирок, 6) пробку с прямой газоотводной трубкой, оттянутой на конце, 7) газоотводную трубку для собирания газа над водой, 8) газоотводную трубку для пропуска газа в раствор.

Опыт 1. Получение метана

Метан является простейшим углеводородом предельного ряда. Он может быть получен путем прокалывания ацетата натрия со щелочью:



Вместо чистого едкого натра обыкновенно для реакции берется натронная известь.

1. Смешать одну весовую часть обезвоженного ацетата натрия с двумя весовыми частями натронной извести. Поместить смесь в сухую пробирку, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепить в штативе, как указано на рис. 38.

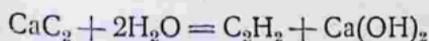
2. Сильно нагревать пробирку со смесью, вода пламенем по направлению от дна к пробке.

3. Когда можно будет полагать, что воздух из прибора вытеснен, подвести конец газоотводной трубки под пробирку с водой и наполнить пробирку газом. Таким же образом наполнить вторую пробирку газом.

4. Прекратить нагревание. Вынуть газоотводную трубку из воды, закрыть отверстие пробирки с газом пальцем и, держа ее отверстием вниз, поднести к пламени горелки. Отняв палец, зажечь находящийся в пробирке газ.

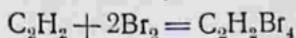
Опыт 2. Получение ацетилена

Ацетилен является простейшим углеводородом с тройной связью ($\text{CH}\equiv\text{CH}$). Он может быть получен действием воды на карбид кальция CaC_2 :



1. Положить в пробирку кусочек карбида кальция, прилить немного воды и тотчас же закрыть пробкой с оттянутой на конце газоотводной трубкой. Зажечь газ у выхода из трубки. Ацетилен горит ярким коптящим пламенем.

2. Заменить прямую газоотводную трубку изогнутой, направленной вниз. Пропускать ацетилен через бромную воду. Последняя обесцвечивается вследствие реакции:



Этой реакцией пользуются, чтобы отличать непредельные углеводороды от предельных.

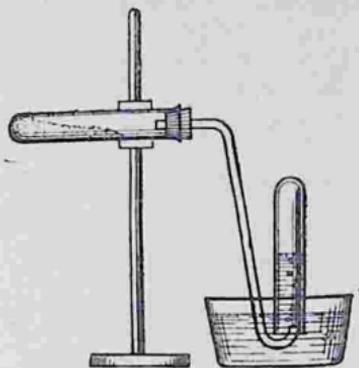


Рис. 38.

РАБОТА № 50

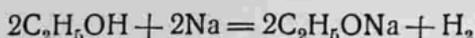
Спирты и простые эфиры

Для работы приготовить: 1) абсолютный этиловый спирт, 2) металлический натрий, 3) концентрированную серную кислоту, 4) штатив с кольцом, 5) водяную баню, 6) большой железный тигель, 7) фарфоровую чашечку, 8) сухой песок, 9) набор пробирок.

Опыт 1. Получение алкоголята натрия

Одним из характерных свойств спиртов является способность водорода гидроксильной группы замещаться металлами. Образующиеся при этом соединения называются алкоголятами.

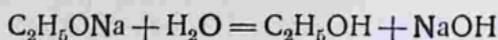
Алкоголяты щелочных металлов могут быть получены действием этих металлов непосредственно на спирты. Например:



1. Налить в пробирку немного безводного этилового спирта и бросить в него маленький кусочек металлического натрия. Происходит энергичная реакция, сопровождающаяся выделением водорода.

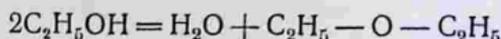
2. Когда реакция закончится, вылить полученный раствор в фарфоровую чашечку, поставить последнюю на водяную баню и выпарить избыток спирта. В чашечке остается твердое белое вещество — алкоголят натрия.

3. К полученному алкоголяту натрия прибавить воды и испытать раствор лакмусовой бумажкой. Вода разлагает алкоголят на спирт и едкий натр:



Опыт 2. Получение этилового эфира

Обычным способом получения простых эфиров служит действие концентрированной серной кислоты на спирт. В результате этой реакции две молекулы спирта теряют одну молекулу воды и получается одна молекула эфира. Суммарно, например, для этилового спирта реакция выражается уравнением:



1. Налить в пробирку немного спирта и осторожно прибавить к нему равный объем концентрированной серной кислоты.

2. Насыпать в железный тигель сухого песка, установить тигель на конце штатива, вставить в песок пробирку с приготовленной смесью и нагреть тигель. Когда жидкость в пробирке начнет кипеть, отставить подальше горелку и осторожно по каплям добавить в пробирку немного спирта. Понюхать выделяющиеся пары. Характерный запах эфира свидетельствует о происшедшей реакции.

РАБОТА № 51

Получение и свойства альдегидов

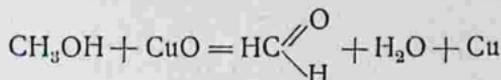
Альдегиды характеризуются наличием группы $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$. Они могут быть получены окислением первичных спиртов. В свою очередь альдегиды довольно легко окисляются до органических кислот, вследствие чего являются довольно энергичными восстановителями.

Для работы приготовить: 1) метиловый спирт, 2) раствор формалина, 3) раствор AgNO_3 , 4) раствор аммиака, 5) раствор NaOH , 6) раствор CuSO_4 , 7) медную проволоку, 8) набор пробирок, 9) держалку для пробирок.

Опыт 1. Получение альдегида окислением спирта

1. Свернуть медную проволоку спиралью и внести в окислительное пламя горелки. Медь с поверхности покрывается слоем окиси.

2. Еще горячую спираль быстро внести в пробирку, содержащую небольшое количество метилового спирта. Осторожно понюхать выделяющиеся пары. Резкий запах формалина указывает на образование формальдегида:



Опыт 2. Восстановление аммиачного раствора серебра формалином

При действии на AgNO_3 раствором аммиака вначале выпадает осадок Ag_2O , который затем растворяется в избытке аммиака. Такой раствор называется аммиачным раствором серебра. При действии на него альдегидов происходит восстановление серебра до металла, который, при правильном проведении опыта, отлагается на стеклянных стенках сосуда в виде блестящего металлического слоя („серебряное зеркало“).

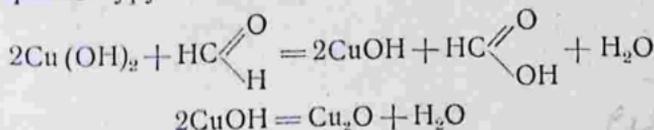
1. Прокипятить чистую пробирку с раствором щелочи, чтобы освободить стенки ее от следов жира.

Сполоснуть пробирку дистиллированной водой и налить в нее немного раствора AgNO_3 .

2. Прибавлять к раствору AgNO_3 по каплям раствор аммиака до тех пор, пока выпавший вначале осадок Ag_2O не растворится. К полученному раствору прибавить 2—3 капли формалина. Нагреть пробирку с раствором. На стенках пробирки появляется серебряное зеркало.

Опыт 3. Восстановление гидрата окиси меди формалином

1. К раствору формалина прилить половинное по объему количество раствора NaOH и затем прибавлять по каплям раствор CuSO_4 , пока не появится осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Нагреть пробирку. Вначале выпадает желтый осадок CuOH , который затем переходит в красно-бурную закись меди Cu_2O .



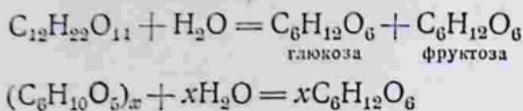
РАБОТА № 52

Углеводы

К углеводам относятся простейшие сахаристые вещества, а также более сложные соединения, которые могут быть рассматриваемы как продукты отщепления от первых воды.

Среди углеводов различают: моносахариды с общей формулой $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, дисахариды с общей формулой $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ и полисахариды с общей формулой $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_x$.

Дисахариды и полисахариды при определенных условиях могут присоединять к себе воду и расщепляться на более простые продукты. Окончательными продуктами расщепления являются моносахариды, например:



По своей химической природе углеводы являются альдегидспиртами или кетонспиртами, так как наряду с гидроксильными группами в состав их входят характерные для альдегидов и кетонов группы:



Для работы приготовить: 1) раствор AgNO_3 , 2) раствор аммиака, 3) глюкозу, 4) тростниковый сахар, 5) слабый раствор H_2SO_4 , 6) крахмал, 7) раствор иода, 8) набор пробирок, 9) пипетку, 10) держалку для пробирок.

Опыт 1. Восстановление аммиачного раствора серебра глюкозой

Глюкоза является моносахаридом и относится к числу альдегидспиртов. Последнее доказывается реакцией с аммиачным раствором серебра.

Опыт выполняется аналогично опыту второму предыдущей работы.

Опыт 2. Инверсия тростникового сахара

Тростниковый сахар относится к дисахаридам. Под действием кислоты он расщепляется на фруктозу и глюкозу, состав которых выражается одинаковой формулой $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Первая является кетонспиртом, вторая, как уже было указано, — альдегидспиртом. Процесс расщепления спирта на фруктозу и глюкозу называется инверсией тростникового сахара. Доказательством происшедшей инверсии может служить реакция с аммиачным раствором серебра: неинвертированный сахар никакой реакции не дает, а инвертированный дает серебряное зеркало.

1. Растворить в воде немного тростникового сахара. Разделить раствор на две части. На одной из них убедиться в том, что раствор сахара не дает реакции с аммиачным раствором серебра. К другой части прибавить несколько капель разбавленной серной кислоты и кипятить в течение 5—10 мин.

2. По окончании кипячения нейтрализовать раствор и испытать действие на него аммиачного раствора серебра.

Опыт 2. Гидролиз крахмала

Крахмал является полисахаридом.

Характерной реакцией на крахмал служит окрашивание им иода в синий цвет.

При длительном кипячении крахмального клейстера с кислотой крахмал расщепляется, постепенно переходя в более простые углеводы и в конечном результате образуя глюкозу.

Приготовить чрезвычайно жидкий крахмальный клейстер. Прибавить к нему несколько капель разбавленной серной кислоты и кипятить в течение 15—20 мин., испытывая от времени до времени действие раствора на иод путем опускания капли раствора в раствор иода.

Окраска от иода, вначале синяя, постепенно переходит в красную, затем в желтую. Последняя указывает на полное расщепление крахмала.

РАБОТА № 53

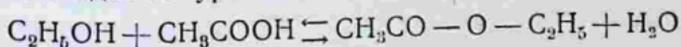
Сложные эфиры

Для работы приготовить: 1) этиловый спирт, 2) амиловый спирт, 3) уксусную кислоту, 4) свиное сало, 5) NaOH, 6) NaCl, 7) конц. HNO₃, 8) конц. H₂SO₄, 9) вату, 10) колбу на 250 см³, 11) воронку, 12) два стакана на 100 см³, 13) железные щипцы, 14) стеклянную пластинку.

Опыт 1. Получение уксусноэтилового эфира

Налить в пробирку около 2 см³ конц. уксусной кислоты, прибавить такой же объем этилового спирта и столько же конц. серной кислоты. Опустить пробирку со смесью на 1—2 мин. в кипящую воду. Образование уксусноэтилового эфира узнается по появлению приятного запаха.

Реакция идет по уравнению:



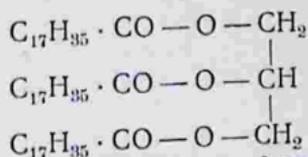
Серная кислота играет роль катализатора, ускоряющего наступление равновесия.

Опыт 2. Получение уксусноамилового эфира

Проделать опыт, аналогичный предыдущему, взяв вместо этилового спирта амиловый (C₅H₁₁OH). Образуется уксусноамиловый эфир, обладающий очень характерным запахом („грушевая эссенция“).

Опыт 3. Приготовление мыла из жиров

Мылами называются соли щелочных металлов жирных кислот. Жирами же являются сложные эфиры жирных кислот и глицерина. Например:



глицериновый эфир стеариновой кислоты

При действии щелочей на жиры происходит расщепление последних с образованием мыла и глицерина.

1. Приготовить раствор едкого кали, содержащий 4 г КОН в 10 см³ воды.

2. Прибавить к раствору 25 см³ этилового спирта¹. Перелить

¹ Спирт прибавляется потому, что в спиртовом растворе реакция заканчивается гораздо быстрее, чем в водном.

раствор в колбу на 200 см³ и прибавить туда же 10 г растопленного свиного сала.

3. Нагревать смесь на сетке, все время перемешивая ее, до тех пор пока не исчезнет слой сала и не получится однородная жидкость.

4. Вылить полученную жидкость в раствор, содержащий 30 г поваренной соли в 80 см³ воды. Мыло высаливается и всплывает наверх.

Опыт 4. Получение нитроклетчатки

Большое практическое значение имеют сложные эфиры азотной кислоты. К этим соединениям и относится нитроклетчатка, которая представляет собой сложный эфир клетчатки и азотной кислоты.

1. В маленький стаканчик влить 3 см³ конц. азотной кислоты и осторожно небольшими порциями прибавить к ней 5 см³ конц. серной кислоты.

2. Когда смесь остынет, положить в нее минут на 10 кусочек ваты.

3. Вынуть вату и положить ее в стеклянную воронку, расположенную над стаканом или колбой.

4. Когда жидкость стечет, промыть вату холодной водой до нейтральной реакции и отжать воду.

5. Высушить вату на воздухе и разделить ее на две части. Одну часть оставить для следующего опыта, а другую внести щипцами в пламя горелки.

Сравнить горение полученного продукта с горением необработанной кислотой ваты.

Опыт 4. Получение коллодиума

Нитроклетчатка растворяется в смеси спирта и эфира; такой раствор носит название коллодиума.

1. Приготовить смесь из равных объемов спирта и эфира, поместить в нее нитроклетчатку, оставшуюся от предыдущего опыта, и взбалтывать в течение 2—3 мин.

2. Часть раствора вылить на стеклянную пластинку. Обратить внимание на изменение консистенции жидкости по мере испарения растворителя. Дать растворителю полностью испариться и снять с пластинки образовавшуюся пленку из нитроклетчатки.

Практические задачи. 1. Получить из металлического цинка окись цинка через карбонат цинка.

2. Приготовить чистую кальцинированную соду, исходя из едкого натра.

XI. КРЕМНИЙ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Кремний, его положение в периодической системе, строение его атома, валентность, химические свойства.

2. Кремневая кислота и ее соли.

3. Коллоидные растворы.

Получение и свойства соединений кремния

Для работы приготовить: 1) 10%-ный раствор Na_2SiO_3 , 2) HCl уд. в. 1,12, 3) раствор NH_4Cl , 4) фенолфталеин, 5) стеклянную трубку, 6) стакан, 7) фарфоровую ступку, 8) набор пробирок.

Опыт 1. Получение золя и геля кремневой кислоты

1. Налить в пробирку 10 см^3 10%-ного раствора Na_2SiO_3 , прибавить 1—2 см^3 соляной кислоты уд. в. 1,12 и быстро перемешать смесь стеклянной палочкой. Через короткое время получается студень (гель) кремневой кислоты.

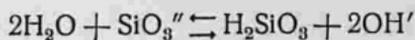
2. Налить в пробирку около 3 см^3 конц. соляной кислоты и прибавить около $\frac{1}{2} \text{ см}^3$ раствора Na_2SiO_3 . В этих условиях образующаяся кремневая кислота не выпадает в осадок, но остается в растворе в коллоидном состоянии. Получается золь кремневой кислоты.

Опыт 2. Гидролиз солей кремневой кислоты

1. Испытать действие раствора силиката натрия или калия на лакмус.

2. Смешать в пробирке равные объемы растворов силиката калия или натрия и хлористого аммония. Образуется студенистый осадок кремневой кислоты. Получение осадка кремневой кислоты объясняется усилением реакции гидролиза вследствие введения в раствор ионов NH_4^+ .

В самом деле, в растворе до введения хлористого аммония имело место равновесие:



Вводимые в раствор ионы NH_4^+ связывают образовавшиеся в результате гидролиза ионы OH^- , тем самым сдвигая равновесие в сторону реакции гидролиза и доводя последний почти до 100%.

Опыт 3. Извлечение щелочей из стекла водой

1. Нагреть трубку из легкоплавкого стекла до размягчения и быстро опустить в стакан с холодной водой. Стекло растрескивается на мелкие кусочки.

2. Слить воду с осколков стекла, перенести их в фарфоровую ступку и мокрыми растереть в тонкий порошок.

3. Смыть водой полученный стеклянный порошок в стаканчик и прибавить туда несколько капель фенолфталеина. Вода окрашивается в малиновый цвет, что является доказательством перехода из стекла в раствор входящего в состав стекла щелочного силиката.

Коллоидные растворы

Для работы приготовить: 1) стаканчик на 150—200 см^3 , 2) набор пробирок, 3) 40%-ный раствор FeCl_3 , 4) раствор As_2O_3 , 5) раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 6) сероводородную воду, 7) 0,1N соляную кислоту, 8) 0,1N раствор AgNO_3 .

Опыт 1. Получение золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$

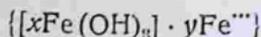
1. Нагреть в стакане до кипения около 100 см^3 дистиллированной воды, прибавить к ней несколько капель 40%-ного рас-

твора FeCl_3 и перемешать стеклянной палочкой. Образуется золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ красноватого цвета.

Как известно, сильное разбавление раствора водой и повышение температуры влечет за собой увеличение степени гидролиза. При прибавлении FeCl_3 к горячей воде происходит почти полный гидролиз FeCl_3 с образованием $\text{Fe}(\text{OH})_3$ или основной соли. Образующееся вещество, будучи нерастворимым, должно было бы выпасть в осадок. В данном случае этого, однако, не происходит: вместо осадка получается коллоидный раствор.

Образование коллоидного раствора может быть объяснено следующим образом. Получающиеся в результате реакции молекулы гидроокиси железа в первый момент после своего образования начинают слипаться друг с другом, образуя все более и более крупные частицы. Если бы рост частиц шел беспрепятственно, то скоро частицы достигли бы таких размеров, при которых они не могли бы остаться в растворе и выпали бы в осадок. Но этого не происходит потому, что на определенной стадии роста образовавшиеся частицы начинают адсорбировать находящиеся в растворе ионы Fe^{+++} , благодаря чему приобретают положительный заряд. Появление заряда на частицах препятствует дальнейшему слипанию их, и частицы остаются в растворе.

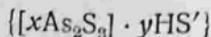
Состав образующихся коллоидных частиц в упрощенном виде может быть выражен так:



2. Оставить полученный коллоидный раствор для следующих опытов.

Опыт 2. Получение золя сернистого мышьяка

1. К раствору мышьяковистого ангидрида прибавлять понемногу сероводородную воду. Образуется золотисто-желтого цвета золь As_2S_3 . Образование его обусловлено адсорбцией частицами As_2S_3 ионов HS' , которые заряжают коллоидные частицы отрицательно. Строение этих частиц может быть изображено так:



Оставить полученный раствор для последующих опытов.

Опыт 3. Коагуляция вследствие прибавления электролита

Коагуляцией называется процесс укрупнения коллоидных частиц, приводящий к выпадению осадка из коллоидного раствора. Этот процесс ускоряется различными факторами, в частности, прибавлением к раствору электролитов и повышением температуры. Коагуляция происходит также при смешивании двух коллоидных растворов, частицы которых противоположно заряжены.

1. Налить в пробирку немного полученного золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и прибавить к нему несколько капель раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Происходит быстрая коагуляция, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ выпадает в осадок.

2. Прodelать аналогичный опыт с золем As_2S_3 .

Опыт 4. Коагуляция в результате нагревания

Небольшое количество золя As_2S_3 кипятить в пробирке. Через некоторое время выпадает осадок.

Опыт 5. Коагуляция при взаимодействии двух противоположно заряженных зольей

Как уже было выяснено, частички золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ заряжены положительно, частички золя As_2S_3 — отрицательно. При смешивании обеих зольей происходит взаимная коагуляция их.

1. Смешать в пробирке оба полученные в предыдущих опытах золя. Через некоторое время выпадает осадок.

Опыт 6. Коллоидная защита

1. В две пробирки налить сильно разведенной соляной кислоты.

2. В одну из пробирок прибавить немного 0,2%-ного раствора желатины, после чего добавить в обе пробирки разведенного раствора AgNO_3 и взболтать жидкость.

В той пробирке, где желатины не было, тотчас выпадает творожистый осадок AgCl . В пробирке с желатиной жидкость лишь становится слегка мутной, хлористое серебро остается в растворе во взвешенном состоянии.

XII. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику следующие разделы:

1. Общие химические свойства металлов.
2. Ряд напряжений металлов.
3. Теория гальванических элементов.
4. Коррозия металлов и борьба с нею.
5. Получение металлов из руд.
6. Электролиз.

*H₂O + H₂SO₄ = ...
камень*

РАБОТА № 56

Ряд напряжений металлов

По способности отдавать электроны все металлы могут быть расположены в так называемый ряд напряжений. Положение каждого металла в этом ряду определяется величиной его нормального потенциала (см. учебник). Для наиболее важных металлов ряд напряжений имеет следующий вид:

K/K^+	Ca/Ca^{2+}	Mg/Mg^{2+}	Al/Al^{3+}	Zn/Zn^{2+}	Fe/Fe^{2+}	Ni/Ni^{2+}
-2,92V	-2,80V	-2,35V	-1,30V	-0,76V	-0,44V	-0,25V
Sn/Sn^{2+}	Pb/Pb^{2+}	$\text{H}_2/2\text{H}^+$	Cu/Cu^{2+}	$2\text{Hg}/\text{Hg}_2^{2+}$	Ag/Ag^+	Au/Au^{3+}
-0,14V	-0,12V	0V	+0,34V	+0,79V	+0,81V	+1,38V

В этом ряду помещен и водород, так как он подобно металлам образует свободные положительно заряженные ионы.

Ряд напряжений дает много общих указаний относительно химического поведения отдельных металлов:

1) Каждый металл этого ряда вытесняет (восстанавливает) все следующие за ним металлы из растворов их солей. В свою

впередь сам он может быть вытеснен (восстановлен) любым из металлов, стоящих впереди него.

2) Только те металлы, которые стоят в ряду напряжений впереди водорода, могут вытеснять его из разведенных кислот („солей водорода“). Металлы, стоящие вправо от водорода, не способны вытеснять водород из кислот.

3) Чем дальше стоят друг от друга два металла в ряду напряжений, тем больше электродвижущая сила построенного из них элемента.

4) Чем левее в ряду напряжений стоит металл, тем он активнее, тем больше его восстановительная способность, тем легче он окисляется.

И действительно, в начале ряда находятся самые энергичные металлы — К, Са. Они очень быстро окисляются на воздухе, разлагают воду при обыкновенной температуре с выделением водорода и образованием сильных оснований и являются наиболее энергичными восстановителями. Следующие металлы — Mg, Zn, Al — окисляются все труднее и труднее, восстановительные свойства их постепенно ослабевают, для разложения ими воды требуется более высокая температура. Начиная с Pb, металлы уже не способны разлагать воду, а последние члены ряда — Ag и Au — не окисляются на воздухе не только при обыкновенной температуре, но и при нагревании.

Для работы приготовить: 1) металлы Zn, Fe, Cu, Hg, 2) растворы солей: $ZnSO_4$, $FeSO_4$, $CuSO_4$, $HgCl_2$, Na_2SO_4 , $AgNO_3$, 3) медную пластинку, 4) цинковую пластинку, 5) медную проволоку, 6) фенолфталеин, 7) набор пробирок, 8) фарфоровый тигель, 9) 2 стаканчика, 10) сифон, заполненный раствором KCl с примесью агар-агара.

Опыт 1. Вытеснение одних металлов другими

1. Опустить в растворы солей железа, меди, цинка, ртути и серебра металлы: цинк, медь, железо и ртуть — каждый в раствор какой-либо соли, кроме своей. Наблюдать вытеснение одних металлов другими.

2. Занести наблюдения в приведенную ниже таблицу следующим образом: по горизонтальной линии каждого металла поставить крестик под тем металлом, который им вытесняется.

	Zn	Fe	Cu	Hg	Ag
Zn					
Fe					
Cu					
Hg					
Ag					

3. Переместить металлы в другие растворы, очистив их предварительно от осевших на них металлов.

4. Повторить эти наблюдения столько раз, чтобы каждый металл побывал во всех растворах, кроме раствора своей соли.

5. Когда таблица будет заполнена, проверить, отвечают ли полученные результаты положению соответствующих металлов в ряду напряжений.

Опыт 2. Гальванический элемент

1. Опустить в нормальный раствор медного купороса железную пластинку, а в нормальный раствор цинкового купороса — цинковую пластинку. Оба раствора соединить сифоном, заполненным раствором хлористого калия с примесью азар-азара (чтобы раствор не выливался из сифона). К обеим пластинкам прикрепить медные проволочки. Рассчитать по ряду напряжений электродвижущую силу приготовленного элемента.

Свободные концы проволоки опустить в тигель с раствором сульфата натрия, к которому прибавлено несколько капель фенолфталеина. Концы проволок служат электродами. При наличии тока раствор у проволоки, связанной с цинком, окрашивается в малиновый цвет. Окраска свидетельствует об образовании NaOH в результате электролиза Na_2SO_4 . Тем самым доказывается, что цинк является отрицательным полюсом.

РАБОТА № 57

Отношение металлов к воздуху и к воде

Для работы приготовить: 1) ленту магния, алюминиевую проволоку, полоски железа и меди, 2) железо в порошке, 3) металлический натрий, 4) платиновую проволоку, 5) фарфоровую чашку, 6) железные щипцы, 7) набор пробирок, 8) пробку к пробирке с газоотводной трубкой, согнутой под прямым углом, 9) штатив с зажимом, 10) песок, 11) лакмусовую бумагу (красную).

Опыт 1. Окисление металлов кислородом воздуха

1. Очистить наждачной бумагой или напильником кусочки металлов магния, алюминия, железа и меди. Одновременно разрезать ножом кусочки натрия. Наблюдать в течение 2—3 мин. за изменением поверхностей металлов. Поверхность натрия на свежем разрезе быстро тускнеет вследствие окисления. У остальных металлов почти незаметно изменение поверхности, что указывает на медленность процесса окисления.

2. Внести кусочки тех же металлов (за исключением натрия) на короткое время в окислительное пламя горелки, захватив их щипцами. Магний загорается и сгорает с ослепительным светом, образуя окись магния. Алюминий плавится и в то же время быстро превращается в окись алюминия. Железо и медь покрываются слоем окиси.

3. Накалить в пламени платиновую проволочку. Платина остается неизменной.

Опыт 2. Действие металлов на воду

1. В чашку с водой бросить маленький кусочек натрия (с $\frac{1}{4}$ горошины). Натрий энергично взаимодействует с водой, вытесняя из нее водород и образуя едкий натр.

Испытать полученный раствор красной лакмусовой бумажкой. Написать уравнение реакции.

2. Испытать действие магния, алюминия, железа и меди на воду (при обыкновенной температуре). Заметной реакции не происходит.

3. Собрать прибор по рис. 35. На дно сухой пробирки положить слой мокрого песка около 4 см толщиной. Укрепить пробирку горизонтально в зажиме штатива и ввести в ее переднюю часть с помощью бумажного желобка немного порошка железа¹. Вставить пробку с газоотводной трубкой и надеть на конец последней пробирку.

Нагреть пробирку в том месте, где лежит железо, докрасна. Продолжая затем нагревать железо, отводить горелку на несколько секунд для подогревания песка и получения паров воды. Через некоторое время в надвинутой на газоотводную трубку пробирке можно обнаружить присутствие водорода, вытесненного из воды железом.

Написать уравнение реакции между железом и парами воды.

РАБОТА № 58

Действие кислот на металлы

Почти все металлы окисляются кислотами. Однако характер протекания этого процесса зависит от свойств окисляемого металла, а также от свойств и концентрации применяемой кислоты.

Как известно, при действии кислот на металлы роль окислителя могут играть или водородные ионы кислоты (например, при действии соляной кислоты на цинк) или ионы металлоидов, входящих в состав кислотных остатков кислородных кислот (например, ионы шестивалентной серы при действии концентрированной серной кислоты на медь).

Металлы, стоящие в ряду напряжений впереди водорода, могут окисляться как теми, так и другими ионами. Что же касается остальных металлов, то таковые окисляются исключительно за счет кислотных остатков кислородных кислот. Следовательно, бескислородные кислоты, как правило, не действуют на эти металлы.

Азотная кислота независимо от концентрации окисляет все металлы кроме золота, платины и некоторых более редких металлов. Окислителем во всех случаях является пятивалентный ион азота. Поэтому при действии азотной кислоты водород никогда не выделяется, но в зависимости от активности окисляемого металла и концентрации взятой кислоты получают различные продукты восстановления самой кислоты (NO_2 , NO , NH_3 и др.).

Некоторые металлы при погружении в концентрированную азотную кислоту на холоду становятся „пассивными“, т. е. перестают после этого подвергаться действию других кислот.

Серная кислота, разведенная, действует только на металлы, стоящие в ряду напряжений перед водородом, так

¹ Порошок железа можно заменить порошком алюминия или цинка.

как окислителем в этом случае являются ионы водорода. При этом, если образующаяся соль металла нерастворима, то она тотчас покрывает поверхность металла защитным слоем и дальнейшее действие кислоты прекращается. Например, на свинец разведенная серная кислота практически не действует, так как $PbSO_4$ нерастворим в ней.

Серная кислота, концентрированная, окисляет при нагревании почти все металлы, но водород при этом не выделяется, так как окисление производится шестивалентными ионами серы.

Соляная, уксусная, сернистая и другие кислоты, у которых роль окислителя играют водородные ионы, могут окислять только металлы, стоящие в ряду напряжений впереди водорода.

Для работы приготовить: 1) металлы: медь, железо, свинец, алюминий, 2) кислоты: HNO_3 развед., H_2SO_4 конц., H_2SO_4 развед. (1:4), HCl развед., 3) стойку с пробирками, 4) пробку с газоотводной трубкой, 5) химически чистый цинк, 6) платиновую проволочку, 7) конц. HNO_3 .

Опыт 1. Действие серной и азотной кислот на медь

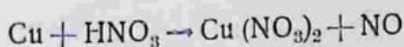
1. Нагреть в пробирке кусочек меди с разведенной серной кислотой. Убедиться, что никакого взаимодействия не происходит.

2. Слить кислоту с меди, прибавить немного концентрированной серной кислоты и снова нагреть. Когда начнется выделение газа, отставить горелку и осторожно понюхать выделяющийся газ.

Написать уравнение реакции.

3. Облить в пробирке кусочек меди небольшим количеством разведенной азотной кислоты. Слегка нагреть. Медь окисляется, переходя в $Cu(NO_3)_2$, а азотная кислота восстанавливается до окиси азота.

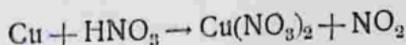
Реакция идет по схеме:



Составить уравнение реакции.

4. Повторить опыт, заменив разведенную кислоту несколькими каплями концентрированной.

Реакция идет более бурно и без нагревания по схеме:



Составить уравнение реакции.

Опыт 2. Действие разведенной и концентрированной серной кислоты на железо

1. Положить в пробирку кусочек железа и прилить разведенной (1:4) серной кислоты. Нагреть. Испытать выделяющийся газ горящей лучинкой.

2. Бросить в пробирку с небольшим количеством концентрированной серной кислоты кусочек железа. Никакой реакции не происходит.

Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой, опущенной во вторую сухую пробирку. Укрепить прибор в зажиме

штатива и нагреть кислоту до начала кипения. Установить по запаху собравшегося во второй пробирке газа, что он собою представляет.

3. Составить уравнение реакции.

Опыт 3. Действие разведенной серной кислоты на свинец

1. Кусочек свинца облить в пробирке разведенной (1:4) серной кислотой. Оставить пробирку постоять. Свинец покрывается беловатым налетом $PbSO_4$, после чего реакция дальше не идет.

Опыт 4. Пассивность алюминия

1. Испытать действие соляной кислоты на алюминий, погрузив кусочек алюминия в разведенную соляную кислоту.

2. Когда начнется энергичное выделение водорода, вынуть алюминий из соляной кислоты, обмыть водой и погрузить на короткое время в концентрированную азотную кислоту.

3. Обмыть алюминий водой и снова опустить в соляную кислоту. Убедиться в его пассивности.

Опыт 5. Влияние образования гальванической пары на скорость растворения металла в кислоте

Чистые металлы (например цинк) очень медленно выделяют водород из кислот, так как образующиеся на металле пузырьки водорода препятствуют переходу его ионов в раствор. Но если привести металл в соприкосновение с другим металлом, стоящим правее в ряду напряжений, то получается гальваническая пара, при действии которой электроны перемещаются от более активного металла к менее активному и уже с последнего переходят на находящиеся в растворе ионы водорода. Благодаря этому газообразный водород выделяется у поверхности менее активного металла и не препятствует переходу ионов более активного металла в раствор.

1. Налить в пробирку немного разведенной серной кислоты и опустить в нее кусочек химически чистого цинка. Выделения водорода почти не наблюдается.

2. Коснуться цинка платиновой проволочкой. Тотчас начинается энергичное выделение водорода у поверхности платины, и цинк переходит в раствор.

РАБОТА № 59

Действие щелочей на металлы

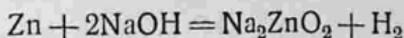
Щелочи могут взаимодействовать только с немногими металлами. Таковыми являются металлы, образующие амфотерные окислы, как-то: цинк, алюминий и некоторые другие. При действии на цинк и алюминий щелочей выделяется водород и получаются соли очень слабых кислот — цинковой и алюминиевой. На остальные металлы щелочи не действуют.

Для работы приготовить: 1) цинковые опилки, 2) порошок алюминия, 3) ртуть, 4) железные опилки, 5) концентрированный раствор щелочи, 6) набор пробирок.

Опыт 1. Действие щелочи на цинк

Нагреть небольшое количество цинковых опилок с конц. раствором щелочи. Когда начнется энергичное выделение газа, поднести к отверстию пробирки зажженную лучинку. Характерная вспышка указывает на выделение водорода.

Реакция идет по уравнению:



Опыт 2. Действие щелочи на алюминий

Опыт выполняется аналогично первому опыту.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Действие щелочи на железо и ртуть

Убедиться, что ни железо, ни ртуть не в состоянии вытеснить водород из щелочей. Опыт проводится аналогично первому опыту.

РАБОТА № 60

Коррозия металлов

Для работы приготовить: 1) кусочки луженого и оцинкованного железа, 2) раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 3) раствор HgCl_2 , 4) полоску меди и полоску алюминия, 5) 5% -ный раствор NaCl , 6) кусочек алюминиевой жести, 7) набор пробирок, 8) стакан, 9) газометр с кислородом.

Опыт 1. Влияние образования гальванических пар на коррозию металла

1. Налить в две пробирки немного воды. Прибавить в каждую из них разбавленной серной кислоты и 2—3 капли красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Опустить в одну из пробирок кусочек поцарапанной жести (луженого железа), в другую — такой же кусочек оцинкованного железа. В первой пробирке скоро появляется синее окрашивание, что свидетельствует об интенсивном окислении железа. Во второй пробирке окрашивания долго не появляется.

Появление синего окрашивания в первой пробирке свидетельствует об образовании в ней ионов Fe^{2+} , так как красная кровяная соль при взаимодействии с ионами Fe^{2+} дает вещество $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ синего цвета. Долгое отсутствие окрашивания во второй пробирке показывает, что в ней ионы Fe^{2+} вначале не появляются. Значит, в первой пробирке с самого начала идет окисление железа, во второй пробирке окисление железа начинается спустя некоторое время после окисления покрывавшего железо цинка.

Опыт 2. Роль защитной пленки, образуемой металлом, в борьбе с коррозией

Смочить кусочек алюминия раствором HgCl_2 и оставить его лежать на воздухе. Алюминий вытесняет ртуть, которая амальгамирует его поверхность, препятствуя образованию защитной пленки. Вследствие этого алюминий начинает быстро окисляться и скоро покрывается белым, пушистым слоем гидроксида алюминия.

Опыт 3. Влияние контакта с менее активным металлом на коррозию

1. Поместить в одну пробирку полоску алюминия, предварительно протравленного соляной кислотой, в другую — такую же полоску алюминия, связанную ниткой с медной полоской. Чтобы при опрокидывании пробирок полоски не вываливались, слегка согнуть их.

2. Наполнить обе пробирки 5%-ным раствором NaCl, к которому прибавлено немного фенолфталеина, и опрокинуть в стакан с таким же раствором.

3. Вытеснить раствор из обеих пробирок кислородом, подводя под отверстие каждой пробирки трубку от газометра, содержащего кислород.

4. Оставить прибор в покое на 1—2 часа. По истечении этого срока в пробирке, где находится алюминий, связанный с медью, можно наблюдать следующие явления:

а) поднятие уровня жидкости, вследствие израсходования кислорода на окисление алюминия;

б) образование на алюминиевой полоске гидрата окиси алюминия;

в) окрашивание раствора вследствие накопления в нем OH^- -ионов.

РАБОТА № 61

Получение металлов

Для работы приготовить: 1) окись свинца, 2) куски древесного угля, 3) паяльную трубку, 4) прибор по рис. 40, 5) сернистую кислоту 1:6, 6) цинк, 7) окись меди, 8) сухую пробирку.

Опыт 1. Восстановление окиси свинца углем

Опыт выполняется с помощью паяльной трубки (рис. 39). Паяльная трубка представляет собой тонкую медную трубочку,



Рис. 39.

снабженную мундштуком для вдвухания воздуха ртом и наконечником с очень узким отверстием.

Если через паяльную трубку вдвухать воздух в пламя горелки, вводя конец трубки в середину пламени, то получается острое, слегка светящееся пламя, которое, благодаря присутствию частичек угля, действует восстанавливающим образом на многие вещества.

1. Сделать в куске угля небольшое воронкообразное углубление и поместить в него щепотку окиси свинца, смешанного с толченым углем.

2. Ввести конец паяльной трубки в середину пламени горелки и, вдвывая воздух, получить восстановительное пламя.

3. Держа уголь в руке, направить конец восстановительного пламени на окись свинца и нагревать ее, пока не станет заметным появление блестящей капельки расплавленного свинца.

4. Когда уголь остынет, снять с него затвердевшую капельку свинца, так называемый „королек“, и попробовать расплющить его или разрезать ножом.

Опыт 2. Восстановление окиси меди водородом

1. Собрать прибор, как показано на рис. 40.

2. Положить в двугорлую склянку несколько кусочков цинка, прилить через воронку серной кислоты и, подождав 2—3 мин., испытать, чистый ли идет водород.

3. Когда испытание покажет, что весь воздух вытеснен из прибора водородом, насыпать в пробирку очень немного окиси меди и осторожно надеть пробирку на газотводную трубку, как показано на рисунке.

4. Нагревать теперь то место пробирки, где находится окись меди, отнюдь не прогревая всей пробирки. Если тем временем выделение водорода ослабеет, то подлить в склянку немного свежей кислоты.

Через некоторое время начинается восстановление окиси меди, сопровождающееся ее самонакаливанием и превращением в красную металлическую медь. В то же время на холодных частях пробирки появляются капельки воды.

5. Написать уравнение произведенной реакции.

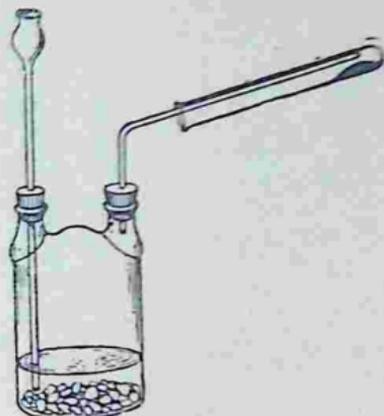


Рис. 40.

РАБОТА № 62

Электролиз

Электролизом называется химический процесс, происходящий при пропускании электрического тока через раствор электролита. В основном, электролиз сводится к потере находящимися в растворе ионами их электрических зарядов, в результате чего образуются новые вещества.

Прибором для электролиза может служить дугообразная трубка, закрываемая пробками со вставленными в них платиновыми или угольными электродами (рис. 41).

В пробках должны быть сделаны прорезы для выхода выделяющихся при электролизе газов. Напряжение тока 3—4 вольта. Ток включается присоединением электродов к зажимам аккумуля-

лятора или посредством штепсельной вилки, если в лабораторию подведен постоянный ток.

Для регулирования тока в цепь включается реостат.

Для работы приготовить: 1) прибор для электролиза, согласно рис. 41, 2) растворы CuCl_2 и CuSO_4 , 3) раствор KJ , к которому прибавлен крахмал и несколько капель фенолфталеина, 4) раствор Na_2SO_4 , подкрашенный лакмусом, 5) концентрированную HNO_3 .

Опыт 1. Электролиз хлорной меди

1. Налить в трубку для электролиза до половины ее раствора хлорной меди, укрепить трубку в зажиме штатива и вставить в оба колена электроды.

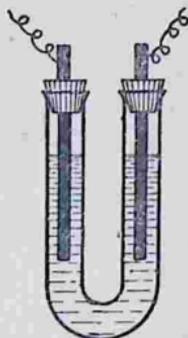


Рис. 41.

2. Включить ток и пропускать его в течение 2—3 мин.

3. Выключить ток. Вынуть катод из трубки и убедиться, что на нем отложилась медь. Убедиться по запаху раствора в другом колене трубки, что у анода произошло выделение хлора.

4. Удалить медь с катода, погрузив его на короткое время в пробирку с конц. азотной кислотой. Промыть катод водой. Раствор из трубки вылить обратно в склянку. Сполоснуть трубку водой.

5. Составить схему процессов, происходящих при электролизе CuCl_2 .

Опыт 2. Электролиз сульфата меди

1. Налить в трубку для электролиза до половины ее раствора CuSO_4 , вставить электроды и включить ток.

2. Пропускать ток в течение 3—4 мин., пока на катоде не отложится заметный слой меди. Обратит внимание на выделение пузырьков газа (какого?) у анода.

3. Переменить направление тока, соединив электрод, на котором отложилась медь, с анодом аккумулятора, а другой — с катодом. Пропускать ток еще столько же времени, сколько и в первом случае.

4. Выключить ток. Вынув электроды, убедиться, что медь, покрывавшая анод, растворилась, а катод снова покрылся медью.

5. Удалить медь с катода, слить раствор CuSO_4 в склянку, промыть трубку и оба электрода водой.

6. Составить схему процессов, происходивших при электролизе CuSO_4 , как в первом случае, так и во втором, когда взят был анод, покрытый медью.

Опыт 3. Электролиз иодистого калия

1. Заполнить дугообразную трубку наполовину раствором KJ , к которому прибавлено немного крахмала и фенолфталеина. Вставить электроды и включить ток.

2. Наблюдать выделение водорода у катода и окрашивание раствора в малиновый цвет вследствие образования щелочи. У анода жидкость окрашивается в синий цвет (выделяется иод).

3. Выключить ток. Вылить раствор из трубки в специальную банку, промыть электроды и трубку водой.

4. Изобразить в виде схемы происходившие при электролизе водистого калия процессы.

Опыт 4. Электролиз сульфата натрия

1. Заполнить прибор до половины нейтральным раствором Na_2SO_4 , к которому прибавлено немного лакмуса.

2. Включить ток и пропускать его до тех пор, пока раствор у катода не окрасится в синий цвет, а у анода в розовый. Обратит внимание на выделение газов (каких?) у анода и у катода.

3. Выключить ток. Разобрать прибор, слить раствор в специальную банку, вымыть трубку и электроды.

4. Составить схему процессов, происходивших при электролизе Na_2SO_4 .

ХИ. ОКИСЛЫ МЕТАЛЛОВ И ИХ ГИДРАТЫ

Большинство металлов может непосредственно соединяться с кислородом, образуя окислы. Только некоторые наименее активные металлы — золото, серебро, платина и др. — не соединяются с кислородом непосредственно, окислы их получают косвенным путем. Окислы типичных металлов имеют основной характер. Таковы, например, окислы Na, K, Ca и многих других металлов, образующих по одному окислу.

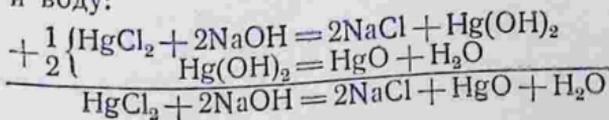
У металлов, образующих по несколько окислов (многовалентные металлы), характер окислов постепенно изменяется с увеличением валентности: в то время как низшие окислы имеют основной характер, средние обычно амфотерны, а высшие часто проявляют только кислотные свойства. Примером таких металлов могут служить хром и марганец.

Однако и в тех случаях, когда металл образует только один окисел, последний не обязательно является основным. Так, например, окислы цинка (ZnO) и алюминия (Al_2O_3) амфотерны.

Гидратами окислов или гидроокисями называются или продукты непосредственного соединения окислов с водой, или вещества, разлагающиеся при нагревании на окисел и воду. Гидроокиси, обладающие основными свойствами, называются основаниями. Гидроокиси, имеющие кислотные свойства, — кислотами, наконец, гидроокиси, проявляющие одновременно и другие свойства, — амфотерными гидроокисями.

Для решения вопроса, является ли нерастворимый гидрат окиси чисто основным или амфотерным, испытывают его отношение к щелочам и сильным кислотам: основные гидраты окисей растворяются только в кислотах, амфотерные — и в кислотах и в щелочах.

Некоторые металлы (Hg, Ag) совсем не образуют сколько-нибудь прочных гидроокисей. В тех случаях, когда должна была бы получиться гидроокись, например, при действии щелочи на соль металла, повидимому, тотчас же происходит ее разложение на окисел и воду:



Свойства основных и амфотерных окислов и гидратов окислов металлов

Для работы приготовить: 1) окись кальция, 2) окись цинка, 3) окись меди, 4) окись железа, 5) растворы солей: CuSO_4 , FeCl_3 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, SnCl_2 , $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, MnSO_4 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 , 6) нормальные растворы H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , 7) нормальный раствор щелочи, 8) раствор лакмуса, 9) фарфоровую чашечку, 10) воронку, 11) фильтровальную бумагу, 12) стеклянную палочку, 13) набор пробирок, 14) маленькую пипетку.

Опыт 1. Отношение окислов металлов к воде

1. Положить в пробирку кусочек окиси кальция и приливать к ней с помощью пипетки по каплям воду. Наблюдать поглощение воды окисью кальция, выделение тепла и превращение взятого кусочка окиси кальция в порошок гидроокиси кальция.

2. Прилить к полученной гидроокиси кальция еще немного воды, взболтать и отфильтровать жидкость. Испытать полученный фильтрат на лакмус.

3. Прodelать аналогичные опыты с окисью меди и окисью железа. Убедиться, что никаких изменений последних при смачивании их водой не происходит.

Опыт 2. Отношение окислов металлов к кислотам и щелочам

1. Положить в фарфоровую чашечку маленькую щепотку истертой в порошок окиси меди, прилить туда же немного серной кислоты концентрации 1:5. Нагреть смесь, помешивая ее стеклянной палочкой. Убедиться, что окись меди растворяется в кислоте.

2. Испытать также действие щелочи на окись меди и убедиться, что щелочь на окись меди не действует.

3. Прodelать аналогичные опыты с окисью цинка и убедиться, что последняя растворяется как в кислотах, так и в щелочах.

Опыт 3. Получение гидратов окислов металлов из солей Действие кислот и щелочей на полученные гидроокиси.

1. Подействовать на растворимые соли цинка, алюминия, олова, свинца, хрома, марганца, железа и меди приблизительно эквивалентными количествами щелочи.

2. Дать полученным осадкам отстояться, слить с них раствор, разделить каждый осадок на 2 части и подействовать на одну часть щелочью, на другую — кислотой.

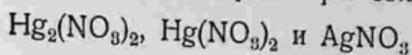
Установить, какие из полученных гидратов являются амфотерными.

Опыт 4. Разложение гидрата окиси меди при нагревании

Получить гидрат окиси меди действием щелочи на какую-либо растворимую соль меди. Раствор вместе с гидроокисью кипятить. Наблюдать превращение голубой студенистой гидроокиси меди в черный порошок окиси меди.

Опыт 5. Действие щелочей на растворимые соли ртути и серебра

1. Подействовать щелочью на растворы солей:



Выпадающие осадки представляют собой окислы Hg_2O , HgO и Ag_2O , что указывает на неспособность данных металлов давать прочные гидраты окислов.

2. Составить уравнения произведенных реакций.

РАБОТА № 64

Кислородные кислоты металлов и их соли

Из металлов, высшие окислы которых образуют кислоты, наиболее важными являются хром и марганец.

Хром как элемент, стоящий в шестой группе периодической системы, образует высший окисел CrO_3 — хромовый ангидрид. Этому окислу соответствуют кислоты: хромовая H_2CrO_4 и двуххромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Соли хромовой кислоты называются хроматами, двуххромовой — бихроматами.

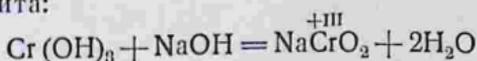
Марганец находится в седьмой группе периодической системы. Высшему окислу Mn_2O_7 отвечает марганцовая кислота HMnO_4 , образующая довольно устойчивые соли — перманганаты.

Наиболее характерным свойством высших кислородных соединений хрома и марганца является их резко выраженная окислительная способность. Двуххромовая и марганцовая кислоты и их соли принадлежат к числу наиболее сильных окислителей.

Для работы приготовить: 1) конц. H_2SO_4 , 2) разведен. H_2SO_4 , 3) конц. HNO_3 , 4) раствор NaOH , 5) бромную воду, 6) раствор H_2SO_3 , 7) спирт, 8) раствор крахмала, 9) растворы солей, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, KMnO_4 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KJ , K_2SO_3 , 10) насыщенный раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 11) K_2CO_3 , 12) KNO_3 , 13) PbO_2 , 14) пипетку, 15) крышку от тигля, 16) воронку, 17) стеклянную вату, 18) стойку с пробирками, 19) фарфоровую чашку.

Опыт 1. Получение хроматов

При действии щелочи на соль трехвалентного хрома получается осадок гидроокиси хрома. Последняя амфотерна и потону растворяется в избытке щелочи с образованием зеленого раствора хромита:

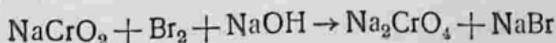


Сильные окислители, например, галогены, окисляют хромиты в хроматы, причем трехвалентный хром переходит в шестивалентный.

1. К раствору соли трехвалентного хрома прибавить столько щелочи, чтобы образующийся вначале осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ снова растворился.

Полученный раствор нагреть до кипения, прибавить немного бромной воды и продолжать нагревание, пока зеленая окраска хромита не перейдет в желтую окраску хромата.

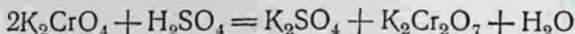
Реакция идет по следующей схеме:



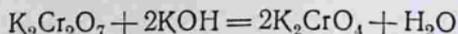
2. Составить уравнение произведенной реакции.

Опыт 2. Переход хромата в бихромат и обратно

1. К раствору хромата прилить немного серной кислоты. Желтая окраска раствора тотчас же переходит в оранжево-красную вследствие превращения хромата в бихромат:



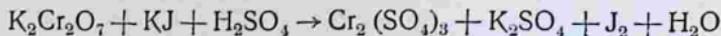
2. Подействовать щелочью на раствор бихромата. Происходит обратное изменение окраски и оранжево-красный раствор становится желтым вследствие перехода бихромата в хромат:



Опыт 3. Окислительные свойства бихроматов

Бихроматы являются очень сильными окислителями. Окисление производится в кислой среде. При окислении шестивалентный ион хрома переходит в трехвалентный, и вместо соли двухромовой кислоты получается соль трехвалентного хрома.

1. К подкисленному серной кислотой раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прибавить раствора КJ. Реакция идет по схеме:



Чтобы убедиться в выделении иода, несколько капель полученного раствора прибавить к раствору крахмала.

2. К подкисленному серной кислотой раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прибавлять раствора сернистой кислоты до перехода оранжевой окраски в зеленую.

Схема реакции:



3. Составить уравнения произведенных реакций.

Опыт 4. Получение хромового ангидрида и его окислительные свойства

1. К 10 см³ насыщенного раствора бихромата прибавить 15 см³ конц. серной кислоты:



2. По остывании раствора отфильтровать выпавшие красные кристаллы CrO_3 сквозь стеклянную или асбестовую вату.

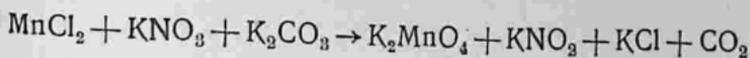
3. Часть полученных кристаллов перенести в фарфоровую чашечку и прибавлять к ним из пипетки по каплям спирт. Происходит окисление и воспламенение спирта.

Опыт 5. Окисление двухвалентного марганца в шестивалентный

1. Смешать 2 части поташа с 1 частью калийной селитры. Поместить немного смеси на крышку от тигля и смочить несколькими каплями раствора соли двухвалентного марганца (MnCl_2 или MnSO_4).

2. Высушить смесь над пламенем горелки и прокалить до сплавления. Получается зеленый сплав вследствие содержания в нем K_2MnO_4 .

Реакция протекает по схеме:



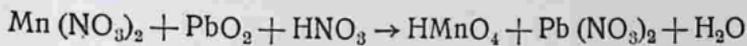
3. Составить уравнение реакции.

Опыт 6. Окисление двухвалентного марганца в семивалентный

1. Налить в пробирку 2—3 см³ конц. HNO_3 , всыпать в нее щепотку двуокиси свинца PbO_2 (или сурика Pb_3O_4) и прибавить 1—2 капли раствора (не больше!) нитрата марганца.

2. Взбалтывая жидкость в пробирке, осторожно нагреть ее до начала кипения и дать отстояться. Раствор окрашивается в малиновый цвет вследствие появления ионов марганцовой кислоты (MnO_4').

Реакция идет по схеме:

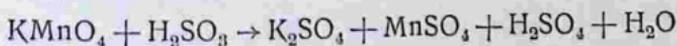


3. Составить уравнение реакции, считая, что окислителем является четырехвалентный свинец.

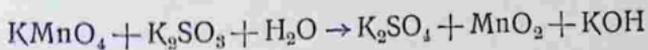
Опыт 7. Окислительные свойства перманганата калия (иона MnO_4')

Окисление перманганатом калия KMnO_4 протекает по-разному в зависимости от реакции раствора. В кислом растворе ион семивалентного марганца, принимая 5 электронов, восстанавливается до двухвалентного, и получаются соли закиси марганца. В нейтральной и щелочной среде восстановление идет только до образования четырехвалентного марганца, и в результате восстановления получается двуокись марганца MnO_2 .

1. К раствору KMnO_4 прибавлять по каплям раствор сернистой кислоты до обесцвечивания жидкости. Сернистая кислота окисляется в серную, а ионы MnO_4' переходят в ионы Mn^{2+} . Реакция идет по схеме:



2. К раствору KMnO_4 прибавить раствора K_2SO_3 . Через некоторое время из раствора выделяются бурые хлопья MnO_2 , а жидкость обесцвечивается:



Составить уравнения произведенных реакций.

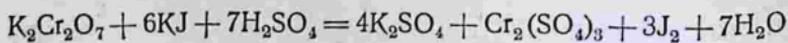
РАБОТА № 65

Определение содержания сульфата железа в растворе путем титрования его перманганатом калия

Окислительная способность перманганата калия используется в химии для аналитических целей. На ней основан метод объемного определения весовых количеств различных легко окисляю-

щихся веществ в растворе. Сущность этого метода заключается в следующем.

Как известно, весовые количества участвующих в реакции веществ относятся друг к другу как их эквиваленты. При реакции окисления-восстановления эквиваленты вычисляются следующим образом: а) для окислителя—путем деления молекулярного веса на число электронов, принимаемых его молекулой; б) для восстановителя—путем деления молекулярного веса на число электронов, отдаваемых его молекулой. Например, при реакции окисления иодистого калия бихроматом калия в кислом растворе:



эквивалент бихромата калия равен его молекулярному весу, деленному на шесть ($\frac{K_2Cr_2O_7}{6}$), а эквивалент КJ—его молекулярному весу ($\frac{KJ}{1}$).

Зная эквиваленты окислителя и восстановителя, можно по концентрации одного из растворов вычислить концентрацию другого, аналогично тому, как это делается при определении концентрации кислоты или щелочи методом нейтрализации (см. работу № 28).

Пусть, например, на окисление 20 см³ подкисленного раствора FeSO₄ затрачено 30 см³ 0,2 N раствора KMnO₄. Требуется вычислить, какова концентрация раствора FeSO₄.

Обозначив концентрацию раствора FeSO₄ (в граммэквивалентах на литр) через x , составляем пропорцию:

$$\frac{x}{0,2} = \frac{30}{20}, \quad x = \frac{30 \cdot 0,2}{20} = 0,3 \frac{\text{г-эква}}{\text{литр}}$$

Чтобы выразить найденную концентрацию в граммах на литр, нужно полученное число умножить на эквивалент FeSO₄ при данной реакции.

Практически настоящая работа выполняется следующим образом. В бюретку наливают раствор KMnO₄ известной концентрации. В стаканчик для титрования отмеривают определенный объем исследуемого раствора, приливают из бюретки при перемешивании раствор KMnO₄ до тех пор, пока от одной лишней капли его жидкость в стаканчике не окрасится в малиновый цвет.

Для работы приготовить: 1) раствор KMnO₄ определенной нормальности, 2) несколько растворов FeSO₄ с концентрациями 0,5—2 N, 3) 2 N раствор серной кислоты, 4) пипетку на 10 см³, 5) бюретку с крапом, 6) стаканчик на 100—150 см³.

1. Взять пипеткой определенный объем исследуемого раствора FeSO₄, влить его в стаканчик и добавить к нему приблизительно двойной объем серной кислоты.

2. Приливать из бюретки раствор KMnO₄ до появления слабо малинового окрашивания.

3. Отметить точно объем затраченного на титрование раствора KMnO₄.

4. Повторить титрование еще 2 раза.
5. Составить уравнение реакции окисления сернистого железа перманганатом в кислом растворе и установить по нему эквивалент FeSO_4 вышеуказанным способом.
6. Вычислить, сколько граммов FeSO_4 содержит литр исследуемого раствора.

XIV. ПЕРЕМЕННАЯ ВАЛЕНТНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

Металлы с переменной валентностью („многовалентные“ металлы) обычно образуют несколько рядов устойчивых соединений, отвечающих различным степеням валентности этих металлов. Так, например, ртуть образует целый ряд солей, в которых она двухвалентна, но известны также довольно устойчивые соли „одновалентной“ ртути, содержащие ионы Hg_2^{+} . Железо образует соли и как двухвалентный металл (соли закиси железа) и как трехвалентный (соли окиси железа). Олово в одном ряду своих солей двухвалентно, в другом — четырехвалентно.

Ионы одного и того же металла, но различной валентности обладают совершенно различными свойствами. В частности, ионы низшей валентности часто являются довольно энергичными восстановителями, тогда как ионы более высокой валентности проявляют окислительные свойства, например, ион Fe^{2+} — энергичный восстановитель, а ион Fe^{3+} — окислитель.

РАБОТА № 66

Свойства металлических ионов различной валентности

Для работы приготовить: 1) ртуть, 2) конц. HNO_3 , 3) HNO_3 уд. в. 1,2, 4) конц. HCl , 5) раствор NaOH , 6) хлорную воду, 7) сероводородную воду, 8) раствор крахмала, 9) растворы солей: HgCl_2 , KJ , CuCl_2 , FeCl_3 , NH_4CNS , SnCl_2 , SnCl_4 , 10) свежеприготовленный раствор соли Мора; 11) стаканчик, 12) стойку с пробирками.

Опыт 1. Получение солей одно- и двухвалентной ртути и реакции ионов Hg_2^{+} и Hg^{2+}

Если подействовать разведенной азотной кислотой на ртуть, находящуюся в избытке, то получается соль одновалентной ртути $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ (соль закиси). Наоборот, при избытке кислоты, особенно концентрированной, получается соль двухвалентной ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (соль окиси).

1. К двум-трем каплям ртути прилить в пробирку несколько куб. сантиметров разведенной азотной кислоты уд. в. 1,2. Слегка нагревать содержимое пробирки до прекращения реакции. Если вся ртуть растворится, то добавить еще ртути так, чтобы часть ее оставалась непрореагировавшей.

Составить уравнение реакции окисления ртути азотной кислотой при наличии избытка ртути, имея в виду, что азотная кислота восстанавливается до окиси азота.

2. Слить раствор с непрореагировавшей ртути в другую пробирку и разбавить его водой. К части раствора прибавить немного раствора KJ .

Образование грязновато-зеленого осадка Hg_2J_2 свидетельствует о присутствии в растворе ионов одновалентной ртути Hg_2^+ .

К другой части раствора прибавить соляной кислоты. Образуется белый осадок нерастворимой в воде хлористой ртути (каломели) Hg_2Cl_2 .

Написать ионные уравнения произведенных реакций.

3. Остаток непрореагировавшей ртути растворить в нескольких каплях концентрированной азотной кислоты.

Составить уравнение реакции растворения ртути в конц. азотной кислоте.

4. Полученный раствор разбавить водой и испытать действие на него KJ и соляной кислоты. Образование красивого оранжево-красного осадка Hg_2J_2 при действии KJ указывает на присутствие в растворе ионов двухвалентной ртути Hg^{2+} .

Соляная кислота не дает осадка, так как хлорная ртуть (сулема) $HgCl_2$, в отличие от Hg_2Cl_2 , растворима в воде.

Написать ионное уравнение реакции образования Hg_2J_2 .

Произведенные опыты показывают, что реакции ионов Hg_2^+ и Hg^{2+} совершенно различны.

Опыт 2. Реакции ионов двух- и трехвалентного железа

1. Налить в пробирку раствора соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$, содержащего ионы Fe^{2+} ; в другую пробирку налить раствора хлорного железа $FeCl_3$ (ионы Fe^{3+}). Прибавить в обе пробирки немного щелочи. В первой пробирке получается зеленоватый осадок $Fe(OH)_2$, во второй — красно-бурый осадок $Fe(OH)_3$.

Написать ионные уравнения произведенных реакций.

2. Испытать действие роданистого аммония NH_4CNS на те же растворы железных солей. Раствор, содержащий ионы Fe^{2+} , не изменяется от прибавления роданистого аммония, тогда как раствор $FeCl_3$ окрашивается в кроваво-красный цвет вследствие образования $Fe(CNS)_3$ (характерная реакция на ионы трехвалентного железа).

Опыт 3. Окисление ионов двухвалентного железа в ионы трехвалентного железа

1. Налить в две пробирки свежеприготовленного раствора соли Мора (ионы Fe^{2+}). В одну из пробирок прибавить хлорной воды, в другую — несколько капель конц. азотной кислоты и слегка нагреть второй раствор.

2. Испытать полученные растворы роданистым аммонием. Появление кроваво-красного окрашивания указывает на то, что под действием окислителей ионы Fe^{2+} перешли в ионы Fe^{3+} .

Опыт 4. Окислительные свойства ионов трехвалентного железа

1. Подействовать на раствор хлорного железа сероводородной водой. Жидкость становится мутной вследствие выделения серы в результате окисления сероводорода (ионов S^{2-}) ионами Fe^{3+} . В то же время ионы Fe^{3+} переходят в ионы Fe^{2+} .

2. К раствору $FeCl_3$ прибавить немного крахмала, а затем раствора KJ . Происходит выделение свободного иода вследствие окисления ионов J^- ионами Fe^{3+} .

3. Разобрать обе реакции с электронной точки зрения и составить уравнения реакций.

Опыт 5. Восстановительные свойства ионов двухвалентного олова

1. К раствору хлорной ртути $HgCl_2$ прибавить немного раствора $SnCl_2$. Выпадает белый осадок Hg_2Cl_2 , который постепенно чернеет вследствие дальнейшего восстановления Hg_2Cl_2 до металлической ртути.

2. Установить, как изменяется валентность ртути и олова при этой реакции, и составить ионное уравнение реакции.

Опыт 6. Восстановление ионов высшей валентности в ионы низшей валентности атомами того же металла

1. Налить в две пробирки раствора $SnCl_4$. В одну из пробирок опустить кусочек олова и нагреть. После этого прибавить в обе пробирки немного $HgCl_2$. В пробирке с оловом образуется осадок Hg_2Cl_2 , свидетельствующий о том, что ионы Sn^{IV} восстановились в ионы Sn^{II} .

В другой пробирке прибавление $HgCl_2$ не вызывает никаких изменений.

2. К раствору $CuCl_2$ прибавить немного конц. соляной кислоты и медных стружек. Прокипятить раствор. Когда исчезнет зеленая окраска, слить жидкость в стаканчик с водой. Выпадает белый осадок нерастворимой в воде хлористой меди ($CuCl$).

Составить уравнение реакции.

XV. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретическая подготовка. Проработать по учебнику:

1. Теорию строения комплексных соединений.
2. Комплексные соединения меди, серебра и железа.

РАБОТА № 67

Образование комплексных солей и реакции их ионов

Для работы приготовить: 1) растворы аммиака и $NaOH$, 2) растворы солей: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $FeCl_3$, NH_4CNS , $CuSO_4$, $NaCl$, $AgNO_3$, $FeSO_4$, 3) набор пробирок.

Опыт 1. Испытание растворов $K_4[Fe(CN)_6]$ и $K_3[Fe(CN)_6]$ на присутствие в них ионов железа

1. К растворам железистосинеродистого калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и железосинеродистого калия $K_3[Fe(CN)_6]$ прибавить щелочи. Ни в том ни в другом случае осадка не получается, что указывает на отсутствие в растворах ионов железа.

2. Подействовать на раствор $K_3[Fe(CN)_6]$ роданистым аммонием NH_4CNS .

Как известно (см. работу № 62, опыт 2), ионы CNS' образуют с ионами трехвалентного железа роданистое железо $Fe(CNS)_3$, которое окрашивает раствор в темнокрасный цвет. Но в данном случае никакого окрашивания не происходит. Следовательно, в растворе $K_3[Fe(CN)_6]$ не имеется ионов Fe^{III} .

Опыт 2. Получение комплексной аммиачно-медной соли

1. К раствору сульфата меди прибавить столько аммиака, чтобы образующийся вначале осадок растворился. Получается темносиний раствор комплексной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

2. Подействовать на полученный раствор щелочью. Никакого осадка не выпадает, так как в растворе нет ионов Cu^{2+} , которые могли бы образовать с гидроксильными ионами нерастворимый гидрат окиси меди.

Опыт 3. Получение комплексной аммиачно-серебряной соли

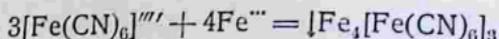
1. Получить в пробирке осадок хлористого серебра действием поваренной соли на азотнокислое серебро.

2. Прибавить в ту же пробирку раствора аммиака. Осадок растворяется вследствие образования растворимой комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, диссоциирующей в растворе на ионы $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и ионы Cl^- .

Аналогичные комплексные соли получают при действии аммиака на другие нерастворимые соли серебра.

Опыт 4. Взаимодействие между ионами $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и ионами трехвалентного железа

При действии железистосинеродистого калия на соли трехвалентного железа получается вещество, имеющее интенсивно синюю окраску и называемое берлинской лазурью (применяется как синяя краска). Происходящая реакция выражается следующим ионным уравнением:



1. К раствору FeCl_3 прибавить несколько капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Жидкость окрашивается в интенсивно синий цвет.

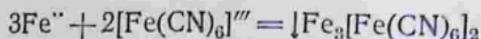
2. Составить полное уравнение произведенной реакции.

Благодаря этой реакции железистосинеродистый калий (точнее ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$) является очень чувствительным реактивом на ионы Fe^{3+} . Ионы Fe^{2+} не дают этой реакции, но зато образуют аналогичное берлинской лазури синее вещество при взаимодействии с ионами $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Опыт 5. Взаимодействие между ионами $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ и ионами двухвалентного железа

1. К раствору FeSO_4 прибавить несколько капель раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образующееся синее вещество называется турбулентной синью и по своему составу отлично от берлинской лазури.

Реакция выражается следующим ионным уравнением:



2. Составить полное уравнение реакции.

3. Испытать действие $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ на раствор соли трехвалентного железа. В этом случае синего осадка не получается, а раствор окрашивается в бурый цвет.

Произведенные опыты (четвертый и пятый) показывают, что ионы $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, несмотря на то что они имеют одинаковый состав, обладают различными свойствами вследствие различия в их зарядах.

XVI. МЕТОД КАЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА

Задачей качественного анализа является определение химического состава веществ или их смесей. Практически решение этой задачи сводится к растворению исследуемого вещества и определению катионов и анионов, находящихся в полученном растворе.

Метод анализа основывается, во-первых, на реакциях, характерных для данного иона, во-вторых, на реакциях, дающих возможность отделить одну группу ионов от другой. Например, характерной реакцией для ионов Ca^{2+} служит взаимодействие их с ионами $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (кислотный остаток щавелевой кислоты), в результате которого получается белый осадок CaC_2O_4 . Но аналогичный осадок получается при действии $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ и на многие другие катионы. Поэтому, чтобы по данной реакции судить о наличии в растворе ионов Ca^{2+} , нужно предварительно удалить из раствора все другие ионы, дающие осадок с ионом $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$. Это достигается с помощью специальных реакций.

При систематическом ходе анализа ионы отделяют друг от друга не поодиночке, а целыми группами, пользуясь одинаковым отношением многих ионов к некоторым реактивам. Так, например, ионы Pb^{2+} , Ag^+ и Hg_2^{2+} образуют с ионами Cl^- нерастворимые соли PbCl_2 , AgCl и Hg_2Cl_2 , тогда как хлористые соли всех остальных металлов хорошо растворимы в воде. Отсюда следует, что если мы подействуем на анализируемый раствор соляной кислотой, то ионы Pb^{2+} , Ag^+ и Hg_2^{2+} перейдут в осадок и таким образом будут отделены от остальных находящихся в растворе ионов. Реактивы, которые подобно HCl осаждают сразу целую группу ионов, называются групповыми реактивами. Применяя их последовательно, можно выделять из раствора одну группу ионов за другой.

Получаемые осадки исследуют на присутствие соответствующих ионов, производя, где нужно, отделения.

Анионы открывают обычно с помощью характерных реакций, не прибегая к их разделению.

РАБОТА № 68

Качественные реакции на ионы K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} и Ag^+

Для работы приготовить: 1) растворы солей калия, кальция, трехвалентного железа, меди и серебра, 2) растворы $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, NH_4CNS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, 3) раствор NH_3 , 4) разведенные HCl и HNO_3 , 5) набор пробирок, 6) платиновую проволочку, 7) стеклянную палочку, 8) концентрированные растворы KCl и CaCl_2 , 9) синее стекло.

Опыт 1. Окрашивание пламени газовой горелки солями калия и кальция

Соли некоторых металлов, будучи внесены в несветящее пламя газовой горелки, сообщают ему характерную окраску. Так, например, соли калия окрашивают пламя в красновато-фиолетовый цвет, соли кальция — в кирпично-красный цвет.

1. Тщательно очистить платиновую проволочку, смачивая ее соляной кислотой и прокаливая затем в пламени горелки. По-

вторять эту операцию до тех пор, пока проволочка при внесении ее в пламя не перестанет сообщать ему окраску.

2. Смочить очищенную проволочку концентрированным раствором CaCl_2 и внести ее в пламя. Наблюдать окрашивание пламени.

3. Промыв проволочку, как указано выше, соляной кислотой, проделать аналогичный опыт с раствором KCl .

Если соль калия содержит хотя бы небольшую примесь соли натрия, то фиолетовая окраска, сообщаемая ею пламени, маскируется желтой окраской, обусловленной присутствием натрия. В этом случае следует рассматривать пламя сквозь синее стекло. Последнее поглощает желтые лучи и фиолетовая окраска от калия становится ясно видимой.

Опыт 2. Качественная реакция на ион K^+

Почти все соли калия легко растворяются в воде. Одной из немногих труднорастворимых солей является комплексная соль — кобальтнитрит калия $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Соответствующая соль натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ легко растворима в воде. Образование желтого кристаллического осадка кобальтнитрита калия при действии раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ на раствор, содержащий ионы K^+ , и является качественной реакцией на ион K^+ .

1. Налить в пробирку немного раствора KCl и прибавить раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Образуется желтый осадок $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Опыт 3. Качественные реакции на ион Ca^{++}

Очень важными для анализа реакциями на ион кальция являются реакции взаимодействия его с ионами CO_3^{--} и с ионами $\text{C}_2\text{O}_4^{--}$. В обоих случаях выпадают белые осадки.

1. Подействовать на раствор CaCl_2 раствором $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Выпадает осадок CaCO_3 .

2. Подействовать на раствор CaCl_2 щавелевокислым аммонием $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Выпадает белый осадок CaC_2O_4 .

Опыт 4. Качественные реакции на ион Fe^{+++}

Реактивами на ион Fe^{+++} могут служить: 1) железистосинеродистый калий $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, при действии которого на растворы солей трехвалентного железа получается берлинская лазурь; 2) роданистый калий, окрашивающий те же растворы в вишнево-красный цвет.

Из других реакций иона Fe^{+++} , используемых в качественном анализе, следует вспомнить реакцию образования гидрата окиси железа при взаимодействии ионов Fe^{+++} с ионами OH' .

1. Повторить проделанные раньше реакции с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и KCNS .

2. Получить осадок гидрата окиси железа, подействовав на раствор FeCl_3 аммиаком.

Опыт 5. Качественная реакция на ион Cu^{++}

Характерной реакцией на ион Cu^{++} является образование комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{++}$ при действии на раствор медной соли водного раствора аммиака (см. работу № 67, оп. 2). При пропускании в раствор медной соли сероводорода выпадает черный нерастворимый в кислотах осадок CuS . Эта реакция имеет важное значение в анализе для отделения ионов Cu^{++} от некоторых других ионов, например, от ионов железа.

ТАБЛИЦА 1
АТОМНЫЕ ВЕСА ВАЖНЕЙШИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Азот	N	14	Марганец	Mn	55
Алюминий	Al	27	Медь	Cu	63,4
Барий	Ba	137,4	Натрий	Na	23
Бор	B	10,8	Никель	Ni	58,7
Бром	Br	80	Олово	Sn	118,7
Водород	H	1	Платина	Pt	195,2
Гелий	He	4	Ртуть	Hg	200,6
Железо	Fe	55,8	Свинец	Pb	207,2
Золото	Au	197,2	Сера	S	32
Иод	I	126,9	Серебро	Ag	107,9
Кадмий	Cd	112,4	Сурьма	Sb	121,8
Калий	K	39,1	Углерод	C	12
Кальций	Ca	40,1	Фосфор	P	31
Кислород	O	16	Фтор	F	19
Кремний	Si	28,1	Хлор	Cl	35,5
Магний	Mg	24,3	Цинк	Zn	65,4

ТАБЛИЦА 2

УДЕЛЬНЫЕ ВЕСА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ НАИБОЛЕЕ РАСПРОСТРАНЕННЫХ
КИСЛОТ И ЩЕЛОЧЕЙ ПРИ 18°

%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₄ OH
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,958
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,089	1,156	1,203	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
42	1,324	1,264		1,437	1,458	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
46	1,361	1,290		1,485	1,499	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
50	1,399	1,316		1,538	1,540	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
54	1,439	1,340		1,590	1,580	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
58	1,482	1,362			1,622	
60	1,503	1,373			1,643	
62	1,525	1,384				
64	1,547	1,394				
66	1,571	1,403				
68	1,594	1,412				
70	1,617	1,421				
72	1,640	1,429				
74	1,664	1,437				
76	1,687	1,445				
78	1,710	1,453				
80	1,732	1,460				
82	1,755	1,467				
84	1,776	1,474				
86	1,793	1,480				
88	1,808	1,486				
90	1,819	1,491				
92	1,830	1,496				
94	1,837	1,500				
96	1,840	1,504				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

ТАБЛИЦА 3
РАСТВОРИМОСТЬ ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ ПРИ 18°

	K	Na	Li	Ag	Tl	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
Cl	32,95 3,9	35,86 5,42	77,79 13,3	0,0 ₃ 16 0,0 ₄ 10	0,3 0,013	37,24 1,7	51,09 3,0	73,19 5,4	55,81 5,1	203,9 9,2	1,49 0,05
Br	65,86 4,5	88,76 6,9	168,7 12,6	0,0 ₄ 1 0,0 ₆ 6	0,04 0,0 ₂ 15	103,6 2,9	96,52 3,4	143,3 5,2	103,1 4,6	478,2 9,8	0,598 0,02
J	137,5 6,0	177,9 8,1	161,5 8,5	0,0 ₆ 35 0,0 ₇ 1	0,006 0,0 ₃ 17	201,4 3,8	169,2 3,9	200 4,8	148,2 4,1	419 6,9	0,08 0,0 ₂ 2
F	92,56 12,4	4,44 1,06	0,27 0,11	195,4 13,5	72,05 3	0,16 0,0 ₂ 92	0,012 0,001	0,0016 0,0 ₂	0,0076 0,0 ₂ 14	0,005 0,0 ₃ 5	0,07 0,003
NO ₃	30,34 2,6	83,97 7,4	71,43 7,3	213,4 8,4	8,91 0,35	8,74 0,33	66,27 2,7	121,8 5,2	74,31 4,0	117,8 4,7	51,66 1,4
ClO ₃	6,6 0,52	97,16 6,4	313,4 15,3	12,25 0,6	3,69 0,13	35,42 1,1	174,9 4,6	179,3 5,3	126,4 4,7	183,9 5,3	150,6 3,16
BrO ₃	6,38 0,38	36,67 2,2	152,5 8,20	0,59 0,025	0,30 0,009	0,8 0,02	30,0 0,9	85,17 2,3	42,86 1,5	58,43 1,8	1,3 0,03
JO ₃	7,62 0,35	8,33 0,4	80,43 3,84	0,004 0,0 ₃ 14	0,059 0,0 ₂ 16	0,05 0,001	0,25 0,0 ₂ 57	0,25 0,007	6,87 0,26	0,83 0,02	0,002 0,0 ₄ 3
OH	142,9 18	116,4 21	12,04 5,0	0,01 0,001	40,04 1,76	3,7 0,22	0,77 0,063	0,17 0,02	0,001 0,0 ₂	0,0 ₃ 5 0,0 ₄ 5	0,01 0,0 ₃ 4
SO ₄	11,11 0,62	16,83 1,15	35,64 2,8	0,55 0,020	4,74 0,09	0,0 ₂ 23 0,0 ₄ 10	0,011 0,0 ₃ 6	0,20 0,015	35,43 2,8	53,12 3,1	0,0041 0,0 ₃ 13
CrO ₄	63,1 2,7	61,21 3,30	111,6 6,5	0,0025 0,0 ₃ 15	0,006 0,0 ₃ 1	0,0 ₃ 38 0,0 ₄ 15	0,12 0,006	0,4 0,03	73,0 4,3	0,0 ₄ 2 0,0 ₆ 5
C ₂ O ₄	30,27 1,6	3,34 0,24	7,22 0,69	0,0035 0,0 ₃ 2	1,48 0,030	0,0086 0,0 ₃ 38	0,0046 0,0 ₃ 26	0,0 ₃ 56 0,0 ₄ 43	0,03 0,0027	0,0 ₃ 6 0,0 ₄	0,0 ₃ 15 0,0 ₅ 5
CO ₃	108,0 5,9	19,39 1,8	1,3 0,17	0,003 0,0 ₃ 1	4,95 0,10	0,0023 0,0 ₃ 11	0,0011 0,0 ₇	0,0013 0,0 ₃ 13	0,1 0,01	0,0047 0,0 ₃ 37	0,0 ₃ 1 0,0 ₄ 3

В каждом квадрате верхнее число показывает, сколько граммов безводной соли растворяется в 100 см³ воды. Нижнее число представляет молярную растворимость, т. е. число молей, содержащихся в одном литре насыщенного раствора. Числа, показывающие малую растворимость, написаны в сокращенном виде, например: 0,0₄ = 0,000004.

Отв. редактор *Н. И. Соловьева*

Техредактор *П. В. Погудкин*

Сдано в набор 20/X 1938 г. Подписано к печати 13/II 1939 г.
Формат 60×92¹/₁₆. Изд. № 1030. Пр. ТКС № 6 от 11/II 1939 г. Дог. № 6514.
Тираж 15000 экз. Печ. листов 7¹/₄. Уч.-авт. л. 8,3. Тир. зн. в 1 бум. л. 130944.
Уполн. Главлита № А-2143. Бумага Камского бумкомбината. Заказ № 895.

2-я типография ГОНТИ им. Евг. Соколовой, Ленинград, пр. Кр. Командиров, 29.