

**МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М.В. ЛОМОНОСОВА**

**Химический факультет
Кафедра общей химии**

Вводная работа

к практическим занятиям по общей химии

Учебное пособие.

Составлено под ред. профессора С.Ф. Дунаева

для студентов I курсов естественных факультетов МГУ

Москва 2011 г.

Предлагаемая работа является дополнением к практикуму по общей химии и предназначена для первого знакомства студентов нехимических специальностей с работой в химической лаборатории и практического изучения ими простейших химических реакций между веществами, принадлежащими к важнейшим классам химических соединений.

Вводная работа. Важнейшие классы неорганических соединений и реакции между представителями разных классов.

К числу важнейших классов неорганических соединений относятся кислоты, основания и соли.

Кислоты – это вещества, молекулы которых при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка, например:



Про растворы кислот говорят, что они имеют кислую (или кислотную) среду.

Основания в водных растворах образуют гидроксид-ионы OH^- , например:



Среда растворов оснований называется основной (или щелочной).

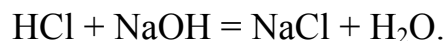
Растворы и жидкости, в которых количества ионов водорода и гидроксид-ионов равны, называют *нейтральными*. Например, нейтральной является вода, очищенная от всех примесей.

Растворы кислот можно отличить от растворов оснований при помощи *кисотно-основных индикаторов*. Индикаторы – это вещества, цвет которых изменяется в зависимости от того, какие ионы – H^+ или OH^- – преобладают в растворе. Например, индикатор метиловый оранжевый имеет красный цвет в кислой среде и желтый – в нейтральной и щелочной среде. Индикатор фенолфталеин бесцветен в кислой и нейтральной среде, но приобретает малиновый цвет в щелочных растворах. Широко используют универсальный индикатор, который представляет собой смесь различных индикаторов. Он изменяет свой цвет постепенно, будучи ярко-красным в кислой среде, желтым – в слабокислой, желто-зеленым – в нейтральной, зеленым – в слабощелочной и синим – в сильнощелочной среде.

При взаимодействии кислот с основаниями ионы водорода связываются с гидроксид-ионами, образуя молекулы воды:

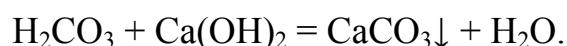
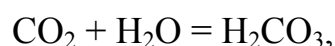


Если записать уравнение этой реакции в молекулярном виде, то мы получим реакцию *нейтрализации кислоты основанием*, например:

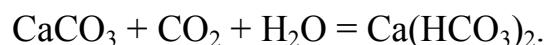


Продуктами реакции нейтрализации являются вода и *соль* – вещество, состоящее из анионов кислотного остатка и катионов основания. В приведенном примере соль – это *хлорид натрия* NaCl, состоящий из катионов Na^+ и анионов Cl^- .

Если кислота взята с большим избытком, могут образовываться так называемые *кислые соли*, в которых только часть ионов H^+ замещена ионами металла или аммония. Например, при пропускании диоксида углерода CO_2 через водный раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ образуется угольная кислота, которая сразу же вступает в реакцию нейтрализации:



При этом образуется осадок малорастворимого в воде карбоната кальция CaCO_3 . Однако если продолжать пропускание CO_2 через раствор, то избыток угольной кислоты вступает в реакцию с CaCO_3 и образуется кислая соль $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат кальция:

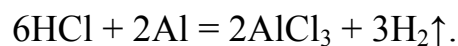
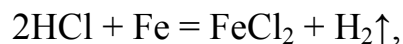


Помимо нейтрализации, растворы кислот и оснований способны вступать и в другие реакции. Например, кислоты могут реагировать с металлами, основными и амфотерными оксидами, а также вытеснять другие кислоты из их солей. Основания также могут вступать в реакции с некоторыми металлами, вытеснять другие основания из их солей и взаимодействовать с кислотными и амфотерными оксидами.

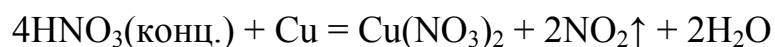
Возможность протекания реакции между кислотой и металлом и состав ее продуктов зависит как от природы и концентрации кислоты, так и от свойств данного металла.

Обычные кислоты, такие как соляная HCl, разбавленная серная H_2SO_4 , ортофосфорная H_3PO_4 и т.д., реагируют с металлами, стоящими в

ряду напряжений левее водорода. При этом образуется соль металла и выделяется газообразный водород H_2 . Например, соляная кислота реагирует с железом и алюминием:



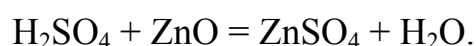
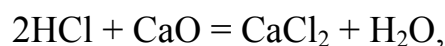
Особняком стоят концентрированная серная кислота и азотная кислота HNO_3 любых концентраций. Эти кислоты могут взаимодействовать даже с некоторыми металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода, например с медью. При этом выделяется не водород, а газы, являющиеся продуктами восстановления кислотного остатка (т.е. сульфат-иона SO_4^{2-} или нитрат-иона NO_3^-). Как правило, при реакциях металлов с концентрированной серной кислотой выделяется диоксид серы SO_2 , а при реакциях с азотной кислотой высокой или средней концентрации – диоксид азота NO_2 :



Оба этих газа имеют резкий неприятный запах. Диоксид серы бесцветен, а диоксид азота имеет красновато-бурый цвет.

Названные кислоты обладают способностью *пассивировать*, т.е. делать малоактивной, поверхность некоторых металлов. Например, концентрированная HNO_3 пассивирует алюминий.

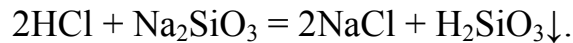
При реакциях кислот с основными и амфотерными оксидами образуются соли и вода:



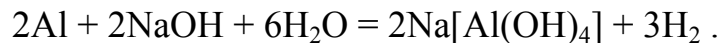
Поэтому, например, малорастворимый в воде CaO легко растворяется в соляной кислоте.

Реакция вытеснения кислоты из ее соли протекает наиболее полно, если вытесняемая кислота малоустойчива и разлагается, или если она малорастворима в воде и выпадает в осадок. Например, соляная кислота вытесняет угольную H_2CO_3 и кремниевую H_2SiO_3 кислоты из их солей – *кар-*

бонатов и силикатов, соответственно; при этом угольная кислота разлагается на диоксид углерода CO_2 и воду, а кремниевая кислота выпадает в осадок:



Растворы оснований взаимодействуют с активными металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, если гидроксиды этих металлов растворимы в воде или проявляют амфотерные свойства. Например, алюминий реагирует с раствором гидроксида натрия:



В этой реакции образуются газообразный водород и *тетрагидроксоалюминат натрия* – соль, образованная амфотерным гидроксидом алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Реактивы

Твердые вещества: металлы Al, Fe, Cu; мрамор (кусочки), CaO, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , Fe_2O_3 , MgO, CuO, ZnO, уголь (кусочки).

Растворы: 1 М и 0,1 М HCl, 1 М и 0,1 М NaOH, 2 М NH_3 , растворы солей Al^{3+} , Fe^{3+} , Ca^{2+} , Cu^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} , метиловый оранжевый, фенолфталеин, универсальный индикатор, 24% HCl, 1:1 HNO_3 , 6 М NaOH, Na_2SiO_3 (насыщ.).

Примечание. Обозначение 0,1 М означает, что в 1 л раствора содержится 0,1 моль растворенного вещества. Соответственно, 6 М обозначает концентрацию раствора 6 моль/л.

Оборудование:

Пробирки, штативы для пробирок, пипетки и насосы для пипеток, водяные бани, пробирки с газоотводной трубкой, колбы конические на 250 мл, ложки для сжигания с пробками, горелки, стаканчики на 25 мл, защитные очки.

Что должен представить студент преподавателю для сдачи работы

1. Описание наблюдений
2. Уравнения всех проведенных реакций.
3. Ответы на вопросы к опытам

Эксперимент**Опыт 1. Определение кислот и оснований при помощи индикаторов**

В 3 тщательно вымытые пробирки налейте 0,1 М HCl примерно на 1/4 их объема. В первую пробирку добавьте 1 каплю метилового оранжевого, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю универсального индикатора. Перемешайте содержимое пробирок и занесите наблюдаемый цвет растворов в табл. 1.

Таблица 1

Раствор	Цвет индикатора		
	метилового оранжевого	фенолфталеина	универсального индикатора
0,1 М HCl			
0,1 М NaOH			
Дистиллированная вода			
Контрольный рас- твор			

Повторите опыт, налив в 3 пробирки (также примерно на 1/4 их объема) 0,1 М NaOH. Результаты наблюдений занесите в табл. 1.

Повторите опыт, налив в пробирки дистиллированную воду. Запишите результаты наблюдений.

Возьмите у преподавателя пробирку с контрольным раствором. Разделите ее содержимое на 3 части и к каждой из них добавьте один из индикаторов. Результаты наблюдений занесите в табл. 1.

Вопросы и задания

1. Какие кислоты и основания Вы знаете? Напишите их химические формулы и названия (не менее чем по 4 примера).
2. О присутствии каких ионов в растворе свидетельствует окрашивание
 - а) метилового оранжевого в красный цвет;
 - б) фенолфталеина в фиолетовый цвет?
3. Какая среда называется нейтральной?
4. Каким – кислым, нейтральным или основным – является выданный Вам контрольный раствор?
5. Какой цвет приобрел универсальный индикатор в дистиллированной воде? Какой среде соответствует этот цвет? Как объяснить, почему дистиллированная вода имеет такую среду?

Опыт 2. Взаимодействие кислоты и основания

В пробирку налейте примерно 0,5 мл (около 20 капель) 0,1 М HCl и добавьте 1 каплю универсального индикатора. Постоянно встряхивая пробирку, добавляйте по каплям 0,1 М NaOH. Отметьте, как изменяется цвет раствора. Добавление NaOH продолжайте до тех пор, пока раствор не приобретет желто-зеленый цвет. После этого добавьте еще 1 каплю NaOH, а потом еще 5 капель. Запишите в журнал, как изменялся при этом цвет раствора в пробирке.

Вопросы и задания

1. Какой цвет имел раствор до начала добавления NaOH? Как он изменялся по мере добавления основания и какой цвет приобрел в конце опыта?
2. О чем свидетельствовало наблюдавшееся изменение цвета?
3. Какая среда образовалась в растворе в тот момент, когда его цвет стал желто-зеленым?

4. Напишите уравнение реакции, протекающей при добавлении к раствору HCl раствора NaOH.
5. Вспомните не менее 5 примеров различных солей. Напишите их химические формулы и названия. Из каких кислот и оснований они могут быть получены?

Опыт 3. Взаимодействие кислот и оснований с металлами

В этом опыте используются концентрированные растворы кислот и щелочей. При работе с ними следует избегать их попадания на одежду, руки и лицо. Для защиты глаз оденьте защитные очки. При попадании реактивов на кожу или одежду их надо сразу же смыть большим количеством воды.

В 3 конические пробирки поместите по кусочку алюминия. В первую пробирку прилейте примерно на 1/3 ее объема 24% HCl, во вторую – столько же 1:1 HNO₃, в третью – такое же количество 6М NaOH. Наблюдайте за пробирками в течение 2–3 минут. Если реакция не началась, нагрейте соответствующую пробирку на водяной бане. Запишите наблюдения в табл. 2.

Повторите опыт, поместив в 3 пробирки кусочки

- а) железа; б) меди

Таблица 2

Металл	24% HCl	1:1 HNO ₃	6М NaOH
Al			
Fe			
Cu			

Вопросы и задания

1. В каких пробирках наблюдались признаки протекания химических реакций? Об образовании каких продуктов свидетельствуют эти признаки?
2. Напишите уравнения протекающих реакций.
3. Объясните результаты наблюдений с помощью ряда напряжений металлов.

Опыт 4. Взаимодействие кислоты с основным оксидом

В пробирку налейте примерно на 1/3 ее объема 1 М HCl и добавьте 1 каплю универсального индикатора. Добавьте в пробирку на кончике шпателя немного CaO и перемешайте содержимое пробирки. Что наблюдается? Добавьте в пробирку еще один шпатель оксида кальция.

В другую пробирку налейте воды, добавьте туда немного CaO и взболтайте содержимое. Наблюдается ли растворение CaO?

Запишите наблюдения в лабораторный журнал.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения и объясните их
2. Напишите уравнение протекающих в пробирках реакций.
3. Сделайте вывод о растворимости Ca(OH)₂ в воде.

Опыт 5. Вытеснение кислот из растворов их солей

5.1. Вытеснение угольной кислоты. В пробирку налейте примерно на 1/3 ее объема 1 М HCl и добавьте кусочек мрамора (CaCO₃).

5.2. Вытеснение кремниевой кислоты. В пробирку налейте ~0,5 мл раствора Na₂SiO₃, добавьте к нему 1 М HCl (до половины объема пробирки) и перемешайте смесь стеклянной палочкой.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения. Об образовании каких продуктов они свидетельствуют?
2. Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Образование средней и кислой солей угольной кислоты

В пробирку налейте воды примерно на 1/3 ее объема и добавьте туда немного $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Несколько раз взболтайте содержимое пробирки, дайте осадку осесть на дно и перелейте прозрачный бесцветный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в другую пробирку.

В пробирку с газоотводной трубкой поместите несколько кусочков мрамора и подлейте примерно на четверть объема 24% раствора HCl . Заткните пробирку пробкой и пропустите выделяющийся из трубочки CO_2 через ранее приготовленный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Наблюдайте выпадение осадка (помутнение раствора), а потом его растворение (раствор снова становится прозрачным).

Если реакция в пробирке с газоотводной трубкой уже завершилась, а растворения осадка в пробирке с исследуемым раствором еще не произошло, вылейте содержимое пробирки с газоотводной трубкой, добавьте в нее кусочки мрамора и HCl и продолжите пропускание CO_2 .

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдения и объясните их
2. Напишите уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 7. Получение угольной кислоты и гидрокарбоната кальция из угля

Налейте в коническую колбу на 250 мл 10–15 мл дистиллированной воды. Воткните ручку ложки для сжигания в пробку, диаметр которой больше диаметра горла колбы, используемой в опыте. При закрывании колбы пробка должна лежать на колбе. Отрегулируйте длину ложки так, чтобы при закрывании колбы пробкой, она не доходила до дна колбы примерно на 2–3 см.

В ложку поместите кусочек угля. Подожгите уголь пламенем горелки и быстро опустите ложку в колбу. После окончания горения взболтайте содержимое колбы. Оцените pH полученного раствора с помощью универсального индикатора (добавьте две капли).

Приготовьте насыщенный раствор гидроксида кальция. Для этого наполните стакан на 25 мл водой примерно на 1/2 его объема, добавьте туда шпатель $\text{Ca}(\text{OH})_2$, несколько раз взболтайте содержимое и дайте осадку осесть на дно.

Добавьте в колбу 10-15 мл насыщенного раствора гидроксида кальция.

Половину образовавшегося мутного раствора отлейте в стакан и пропускайте в него углекислый газ до исчезновения осадка.

Полученный прозрачный раствор нагрейте на водяной бане.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения всех проведенных реакций
2. Укажите условия проведения всех реакций и опишите наблюдаемые явления.
3. Каков кислотно-основной характер продукта, полученного при сгорании угля над водой?

Опыт 8. Получение и свойства амфотерного гидроксида

8.1. С использованием гидроксида натрия. В пробирку налейте 2-3 мл 1 М раствора соли алюминия и прибавляйте по каплям 1 М раствор гидроксида натрия до выпадения осадка и его последующего растворения. Отметьте, сколько капель раствора гидроксида натрия было затрачено.

К полученному раствору прибавьте несколько капель 0,1 М соляной кислоты до выпадения осадка. Объясните наблюдаемое явление.

Разделите осадок на две порции. Испытайте полученный осадок на растворимость в кислоте и щелочи.

8.2. С использованием раствора аммиака. В пробирку налейте 2-3 мл 1 М раствора соли алюминия и прибавляйте по каплям 1 М водный раствор аммиака до выпадения осадка. Попробуйте растворить полученный осадок, добавляя избыток водного раствора аммиака.

Вопросы и задания

1. Запишите уравнения всех проведенных реакций.
2. Опишите наблюдаемое.
3. Предложите 2 примера элементов, с соединениями которых можно осуществить такие же превращения.

Опыт 9. Взаимопревращения оксидов и гидроксидов

9.1. Получение оксида из гидроксида. Из предложенного списка растворов солей (алюминия, железа(III), кальция, меди(II), магния, цинка) выберите соль, из которой можно получить гидроксид. Получите из раствора соли гидроксид. Затем получите из этого гидроксида оксид.

9.2. Получение гидроксида из оксида. Из предложенного списка оксидов (алюминия, железа (III), кальция, меди (II), магния, цинка) выберите один, из которого можно получить гидроксид. Из выбранного Вами оксида получите гидроксид. С помощью индикатора докажите, что полученное вещество является основным гидроксидом.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдаемое
2. Перечислите признаки, по которым можно установить, что в системе проходит химическая реакция. Какие из этих признаков Вы использовали для доказательства превращения в этом опыте?
3. Запишите уравнения всех проведенных реакций.