

УЧЕНИЧЕСКИЙ ПРОЕКТ: КТО ПРАВ ИЛИ ОСТОРОЖНО — ГИДРОЛИЗ

Руководитель: **Молчанова Г. Н.**, учитель химии МОУ Лицей г. Истры

Исполнители проекта: **Самочернов Михаил, Березкин Дмитрий, Галкин Илья** — учащиеся 9-го класса МОУ Лицей г. Истры, участники детского творческого объединения «Химические чудеса» Центра развития творчества детей и юношества «РОВЕСНИК» Истринского муниципального района Московской обл.

На занятиях химического кружка, который работает в нашем Лицее уже не первый год, важное место занимает эксперимент. Довольно часто мы сталкиваемся с такими реакциями, которые не описаны в школьных учебниках. Об изучении одной из групп таких реакций, а именно, об окислительно-восстановительных реакциях меди мы рассказали на страницах журнала № 2/2012.

На этот раз предметом исследования стали реакции, которые изучаются в школе. Поводом для проведения этого исследования явилась просьба, с которой к нам обратились учащиеся 11 класса, готовившиеся к ЕГЭ по химии. В двух разных пособиях по подготовке к экзамену были указаны признаки реакции между сульфатом железа(III) и сульфитом натрия. Согласно описанию в первом пособии взаимодействие этих веществ приводит к образованию темного осадка, а во втором — к появлению прозрачного раствора. Учащиеся попросили кружковцев проверить экспериментально, какое описание данной реакции является верным.

Мы решили им помочь. Каждый из нас взял твердые исходные вещества, приготовил себе растворы и провел реакцию.

— Правильным является первое описание, — сказал самый энергичный из нас и продемонстрировал темный осадок.

— Нет, правильно описана реакция во втором пособии, — сказал второй из нас, самый задумчивый, и продемонстрировал пробирку с почти бесцветным раствором.

— Оба описания неверны, — сказал третий, самый дотошный, и показал пробирку с сероватым осадком.

Так кто же прав?

Мы решили найти ответ на этот вопрос и выяснить, по какой причине взаимодействие двух веществ может приводить к различным результатам. И нам удалось найти эту причину. Оказалось, что виноват во всем гидролиз.

ГИДРОЛИЗ: ТЕОРИЯ

Гидролизом называется процесс разложения веществ водой (греч. *hydōr* — вода и *lysis* — разложение).

Гидролиз имеет большое значение в природе и жизни человека. Так, например, переваривание пищи — это и есть процесс гидролиза. Белки пищи под действием ферментов гидролизуются до аминокислот, сложные углеводы до глюкозы и других моносахаридов, жиры — до глицерина и жирных кислот. Еще в древности люди научились проводить процесс гидролиза жиров с целью получения мыла.

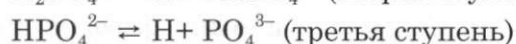
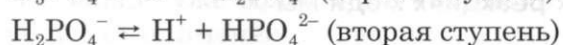
Мы рассмотрим только одну из областей гидролиза, а именно, гидролиз солей.

Если рассматривать соль как продукт нейтрализации основания кислотой, то можно разделить соли на четыре группы, для каждой из которых гидролиз будет протекать по-своему.

I. СОЛЬ, ОБРАЗОВАННАЯ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ И СЛАБОЙ КИСЛОТОЙ.

Рассмотрим процесс гидролиза такого типа солей на примере фосфата натрия.

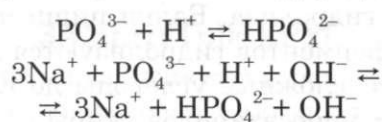
Фосфат натрия образован сильным основанием — гидроксидом натрия, и слабой ортофосфорной кислотой. В водном растворе диссоциация фосфорной кислоты протекает ступенчато, причем степень диссоциации при переходе от одной ступени к другой резко уменьшается.



Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, по второй ступени — в меньшей степени и лишь в незначительной степени — по третьей.

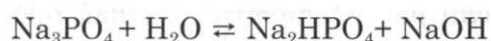
Все соли — сильные электролиты. В водных растворах они полностью диссоциируют на катионы и анионы. Кроме них в растворе есть ионы H^+ и OH^- , образующиеся вследствие диссоциации молекул воды.

При растворении в воде фосфата натрия в раствор переходят ионы Na^+ и PO_4^{3-} , но фосфат-анионы связываются находящимися в растворе ионами водорода



При этом в растворе образуется избыток гидроксид-ионов, определяющих щелочную реакцию среды.

Запишем молекулярное уравнение протекающей реакции.



С молекулой воды прореагировал фосфат-анион, т. е. гидролиз прошел по аниону.

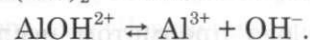
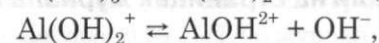
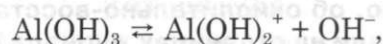
Аналогично, растворы и других солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, имеют щелочную реакцию среды.

II. СОЛЬ, ОБРАЗОВАННАЯ СЛАБЫМ ОСНОВАНИЕМ И СИЛЬНОЙ КИСЛОТОЙ.

Примером такой соли может служить хлорид алюминия.

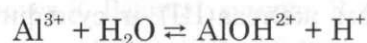
Эта соль образована слабым основанием — гидроксидом алюминия.

Диссоциацию гидроксида алюминия можно представить следующим образом:



На третьей ступени диссоциации равновесие практически полностью сдвинуто в сторону образования гидроксокатиона алюминия.

В водном растворе AlCl_3 полностью диссоциирует. Образующиеся при этом катионы алюминия взаимодействуют с водой:



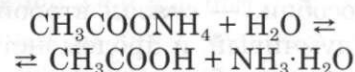
В растворе образуется избыток ионов водорода, определяющих кислую среду раствора:



С молекулой воды прореагировал катион алюминия, т. е. гидролиз прошел по катиону.

III. СОЛЬ, ОБРАЗОВАННАЯ СЛАБЫМ ОСНОВАНИЕМ И СЛАБОЙ КИСЛОТОЙ.

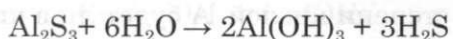
Соли такого типа подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону.



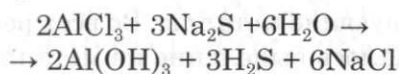
Среда в растворах солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, зависит от силы образующихся в результате

гидролиза кислоты и основания и может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной.

Для некоторых солей слабого основания и слабой кислоты гидролиз протекает необратимо.



Если же катионы алюминия и сульфид-анионы встретятся в растворе, например, при сливании растворов AlCl_3 и Na_2S , то тоже будет наблюдаться выпадение осадка и выделение газа — пройдет совместный гидролиз.



IV. СОЛЬ, ОБРАЗОВАННАЯ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ И СИЛЬНОЙ КИСЛОТОЙ.

Соли этого типа гидролизу не подвергаются. Среда раствора таких солей — нейтральная.

ГИДРОЛИЗ: ЭКСПЕРИМЕНТ

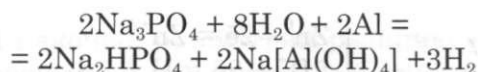
Изучив теорию гидролиза, мы решили проверить опытным путем, проявляют ли растворы солей, среда которых кислая или щелочная, свойства соответственно кислот и щелочей, как это описано во всех учебниках.

1. В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ УНИВЕРСАЛЬНЫЙ ИНДИКАТОР МЕНЯЕТ СВОЙ ЦВЕТ НА СИНИЙ.

Действительно, полоска универсальной индикаторной бумаги в насыщенном растворе солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, таких, как NaF , Na_3PO_4 , NaHCO_3 , Na_2CO_3 и Na_2SiO_3 , окрашивается в синий цвет.

2. РАСТВОРЫ ЩЕЛОЧЕЙ РЕАГИРУЮТ С АЛЮМИНИЕМ И ЦИНКОМ.

При внесении алюминия в насыщенный раствор ортофосфата натрия мы наблюдали выделение водорода.



С растворами силиката, фторида, карбоната и гидрокарбоната натрия при комнатной температуре заметных признаков реакции не наблюдалось.

При реакции цинка с насыщенным раствором ортофосфата натрия выделение водорода происходило только при нагревании.

3. РАСТВОРЫ КИСЛОТ ИЗМЕНЯЮТ ОКРАСКУ УНИВЕРСАЛЬНОГО ИНДИКАТОРА, ЛАКМУСА И МЕТИЛОВОГО ОРАНЖЕВОГО НА КРАСНУЮ.

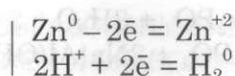
С помощью универсального индикатора мы измерили рН насыщенного раствора некоторых солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой. Среда всех растворов оказалась кислой.

Соль	рН насыщенного раствора
AlCl_3	2
FeCl_3	2
ZnCl_2	4
MgCl_2	5
FeSO_4	5

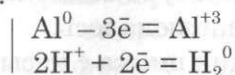
На основании данных, приведенных в таблице, нами был сделан вывод, что гидроксиды алюминия и железа(III) являются более слабыми основаниями, чем гидроксид цинка, а гидроксид цинка более слабое основание, чем гидроксид железа(II) и гидроксид магния.

4. МЕТАЛЛЫ, СТОЯЩИЕ В ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОМ РЯДУ НАПРЯЖЕНИЯ МЕТАЛЛОВ ДО ВОДОРОДА, РЕАГИРУЮТ С КИСЛОТАМИ С ВЫДЕЛЕНИЕМ ВОДОРОДА.

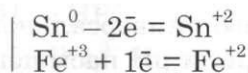
Мы наблюдали энергичную реакцию цинка с раствором хлорида алюминия, протекающую с выделением водорода.



При нагревании с раствором AlCl_3 также с выделением водорода реагирует и алюминий.

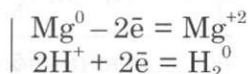


В то же время, реакция олова с раствором хлорида железа(III) протекает не с выделением водорода, а с изменением степени окисления железа. Признаком реакции в этом случае является медленное исчезновение желто-коричневого цвета раствора.

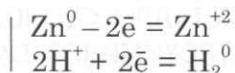


5. КАЖДЫЙ МЕТАЛЛ, НЕ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮЩИЙ С ВОДОЙ, НАЧИНАЯ С МАГНИЯ, ВЫТЕСНЯЕТ ВСЕ СЛЕДУЮЩИЕ ЗА НИМ В РЯДУ НАПРЯЖЕНИЯ МЕТАЛЛЫ ИЗ РАСТВОРОВ ИХ СОЛЕЙ.

Порошок магния, помещенный в раствор хлорида алюминия, начинает бурно реагировать с раствором с выделением водорода.



Кусочек цинка, опущенный в раствор хлорида железа(III), сразу же покрывается пузырьками водорода, а не металлическим железом. Не наблюдали мы также и изменения цвета раствора, т. е. ионы Fe^{+3} не принимают участия в окислительно-восстановительной реакции с цинком. В этом случае восстанавливается только водород.



Обратившись к таблице растворимости солей, мы заметили, что растворимыми солями металлов, стоящих в ряду напряжения после магния, являются в основном только соли, образованные сильными кислотами. Соли, образованные слабыми

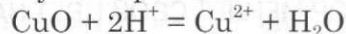
кислотами и слабыми основаниями, или не существуют (гидролизуются в растворе), или являются нерастворимыми (за исключением ацетатов).

Значит, среда водных растворов солей слабых оснований должна быть в той или иной степени кислой. А будет ли в кислой среде более активный металл вытеснять металл менее активный, но стоящий в ряду напряжения до водорода, из раствора его солей? Имея в своем распоряжении металлические магний, алюминий и цинк, а также соли цинка, хрома(III), железа(II) и железа(III), мы не смогли получить соответствующие металлы. Во всех реакциях наблюдалось выделение не металла, а водорода.

Возможно, есть уточнение, что вытесняемый металл должен стоять в ряду напряжения после водорода? Но нам не удалось найти в учебниках ответ на этот вопрос.

6. КИСЛОТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ С ОСНОВНЫМИ И АМФОТЕРНЫМИ ОКСИДАМИ.

Мы добавили порошок оксида меди к раствору хлорида алюминия. Без нагревания порошок полностью растворился через несколько часов. При кипячении растворение осадка и появление характерной зелено-голубой окраски раствора наблюдалось уже через несколько минут.

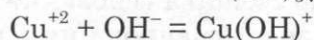
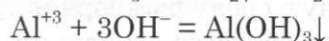
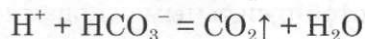
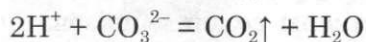


7. КИСЛОТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ С ОСНОВАНИЯМИ.

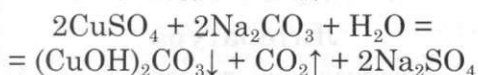
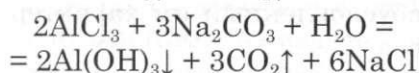
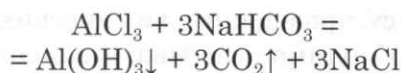
Нами было изучено взаимодействие солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями, с солями, образованными сильными кислотами и слабыми основаниями.

При взаимодействии карбоната и гидрокарбоната натрия (щелочная среда растворов) с хлоридом алюминия, хлоридом железа(III) и сульфатом меди(II) (кислая

среда растворов) наблюдается выделение углекислого газа и выпадение осадка.



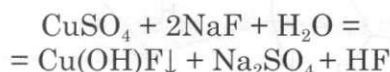
Уравнение реакций в молекулярном виде:



В реакциях гидрокарбоната натрия выделение углекислого газа происходит более интенсивно, чем в реакциях карбоната натрия. Это связано, очевидно, с тем, что для выделения углекислого газа в реакции средней соли гидролиз карбонат-аниона должен пройти по двум ступеням, а гидролиз по второй ступени идет медленнее, чем по первой.

В описанных реакциях карбоната и гидрокарбоната натрия образование осадка и выделение газа происходит независимо от порядка смешивания реагентов.

При прибавлении раствора сульфата меди к раствору фторида натрия (щелочная среда) наблюдается образование голубого осадка, по-видимому, основной соли.



А если же мы прибавляем раствор фторида натрия к раствору сульфата меди (кислая среда), то выпадение осадка сразу не происходит. Однако через несколько минут после сливания реагентов происходит постепенное помутнение раствора, что свидетельствует о протекании процесса гидролиза.

И наконец, рассмотрим реакцию, из-за которой мы и начали эту работу: взаимодействие хлорида железа(III) с сульфитом натрия.

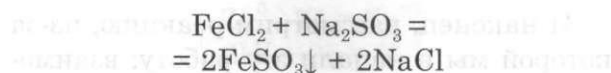
1. Самый энергичный из нас растворил сульфит натрия в минимальном объеме воды и быстро прилил к полученному раствору (рН = 12) раствор хлорида железа(III). В сильнощелочной среде сразу же образовался темный осадок, по-видимому, смеси основных солей железа(III) и гидроксида железа(III). Мы отфильтровали полученный осадок и растворили его в соляной кислоте. Часть раствора обработали красной кровяной солью $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, при этом наблюдали очень слабое синее окрашивание, что свидетельствует об очень незначительном присутствии в растворе ионов Fe^{+2} .

При добавлении к раствору желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ наблюдается интенсивное синее окрашивание. Также при реакции с роданидом калия KNCN раствор приобретает интенсивно-красный цвет, следовательно, в растворе присутствуют ионы Fe^{+3} . Значит, в щелочном растворе не происходит восстановления трехвалентного железа до двухвалентного.

2. Второй, самый задумчивый, приготовил разбавленные растворы исходных солей и очень медленно добавлял раствор сульфита натрия к раствору хлорида железа(III) (кислая среда). При этом не наблюдалось образования осадка, а желто-коричневый цвет раствора хлорида железа(III) постепенно исчезал.



3. Третий, самый дотошный, продолжил добавление к полученному бесцветному раствору сульфита натрия и в результате получил серый осадок. Возможно, этим осадком является малорастворимый сульфит железа(II).



Полученный осадок мы также растворили в соляной кислоте и добавили к полученному раствору роданид калия. Изменения цвета в растворе не произошло, значит, в кислом растворе прошло полное восстановление Fe^{+2} до Fe^{+3} .

Таким образом, мы смогли ответить одиннадцатиклассникам, что оба пособия для подготовки к ЕГЭ правильно описывают взаимодействие хлорида железа(III) с раствором сульфита натрия. Ведь они описывают две разные реакции, протекающие в разных условиях.

ГИДРОЛИЗ: ВЫВОДЫ

1. Растворы солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием, имеют



ХИМИЧЕСКИЙ КОКТЕЙЛЬ

ЕЕЕЕЕАА!?

Пусть вас не удивляет такое междометие в заголовке. Ееееаа, гексахлоран, линдан — все это разные названия одного соединения — (е,е,е,а,а,а)-циклогексахлоргексан $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$. Откуда столько гласных? Дело в том, что для замещенных циклоалканов и ряда других соединений возможно существование конформеров, отличающихся пространственной ориентацией заместителей. Возможно аксиальное (его обозначают буквой а), т.е. перпендикулярное плоскости цикла, и экваториальное расположение заместителей, которое подразумевает, что заместитель находится в плоскости цикла

кислую среду раствора и проявляют химические свойства кислот.

2. Растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, имеют щелочную среду раствора и проявляют химические свойства оснований.

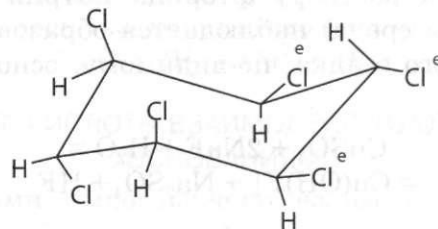
3. Порядок смешивания реагентов влияет на направление химической реакции.

4. При проведении химических реакций необходимо учитывать гидролиз солей и обусловленный им характер среды растворов.

Литература

1. Химическая энциклопедия. Т. 1. — М.: Советская энциклопедия, 1988.
2. Иванова Р. Г., Каверина А. А. Химия: учеб. для 10 кл. общеобразоват. учреждений. — М.: Просвещение. 2004.

— в формуле буквой е помечены как раз такие атомы хлора:



Вот и весь секрет ееееаа. Остается только добавить, что это соединение является сельскохозяйственным инсектицидом, однако ввиду вредности для человека его использование запрещено.

А.М. Деркач, Санкт-Петербург