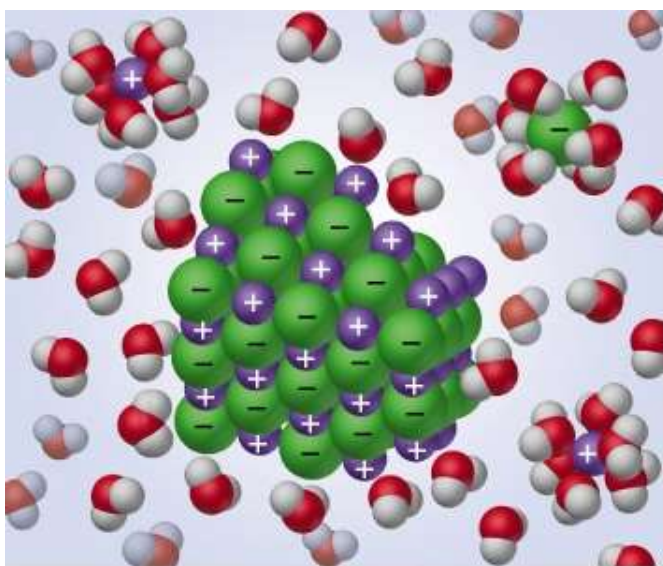


Дисциплина: Химия, группа Л-11, 25.01.24. Преподаватель Шлякис А.А.

Уважаемые студенты, вам необходимо самостоятельно изучить предоставленный материал и составить конспект лекции.

Тема: Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, основная и щелочная.

Гидролиз – взаимодействие веществ с водой. Гидролизу подвергаются разные классы неорганических и органических веществ: соли, бинарные соединения, углеводы, жиры, белки, эфиры и другие вещества. Гидролиз солей происходит, когда ионы соли способны образовывать с H^+ и OH^- ионами воды малодиссоциированные электролиты.



Гидролиз солей может протекать:

→ **обратимо**: только небольшая часть частиц исходного вещества гидролизуются.

→ **необратимо**: практически все частицы исходного вещества гидролизуются.

Для оценки типа гидролиза необходимо рассмотреть соль, как продукт взаимодействия основания и кислоты. Любая соль состоит из металла и кислотного остатка. Металлы соответствует основание или амфотерный гидроксид (с той же степенью окисления, что и в соли), а кислотному остатку — кислота. Например,

карбонату натрия Na_2CO_3 соответствует основание — щелочь NaOH и угольная кислота H_2CO_3 .

Обратимый гидролиз солей

Механизм обратимого гидролиза будет зависеть от состава исходной соли. Можно выделить 4 основных варианта, которые мы рассмотрим на примерах:

1. Соли, образованные **сильным основанием** и **слабой кислотой**, гидролизуются **ПО АНИОНУ**.

Примеры таких солей — CH_3COONa , Na_2CO_3 , Na_2S , KCN .

Реакция гидролиза:



в ионной форме:

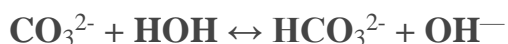


сокращенное ионное уравнение:

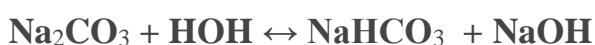


Таким образом, при гидролизе таких солей в растворе образуется небольшой избыток гидроксид-ионов OH^- . Водородный показатель такого раствора **pH > 7**.

Гидролиз солей многоосновных кислот (H_2CO_3 , H_3PO_4 и т.п.) протекает **ступенчато**, с образованием кислых солей:



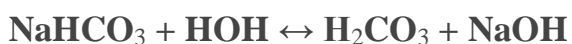
или в молекулярной форме:



2 ступень:

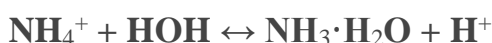


или в молекулярной форме:

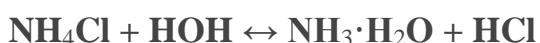


Продукты гидролиза по первой ступени подавляют вторую ступень гидролиза, в результате вторая ступень гидролиза протекает незначительно.

2. Соли, образованные **слабым основанием** и **сильной кислотой**, гидролизуются **ПО КАТИОНУ**. Пример такой соли: NH_4Cl , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Уравнение гидролиза:



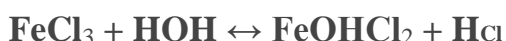
или в молекулярной форме:



При этом катион слабого основания притягивает гидроксид-ионы из воды, а в растворе возникает избыток ионов H^+ . Водородный показатель такого раствора **pH<7**.

Соли, образованные многокислотными основаниями, гидролизуются ступенчато, образуя катионы основных солей. Например:

I ступень:



II ступень:



III ступень:

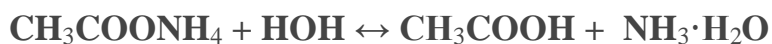


Гидролиз по второй и, в особенности, по третьей ступени практически не протекает при комнатной температуре.

3. Соли, образованные **слабым основанием** и **слабой кислотой**, гидролизуются **И ПО КАТИОНУ, И ПО АНИОНУ**.

Примеры таких солей: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, HCOONH_4 ,

Уравнение гидролиза:



В этом случае реакция раствора зависит от соотношения констант диссоциации образующихся кислот и оснований. В большинстве случаев реакция раствора будет примерно нейтральной, $\text{pH} \cong 7$. Точное значение pH зависит от относительной силы основания и кислоты.

4. Гидролиз солей, образованных **сильным основанием** и **сильной кислотой**, в водных растворах **НЕ ИДЕТ**.

Сведем вышеописанную информацию в общую таблицу:

	Сильное основание <u>NaOH</u> , KOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	Слабое основание NH_4OH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Сильная кислота <u>HCl</u> , H_2SO_4 , HNO_3 , <u>HClO_4</u>	Гидролиз не идет pH≈7	Гидролиз по катиону pH<7
Слабая кислота H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3 , CH_3COOH , HCN , H_3PO_4	Гидролиз по аниону pH>7	Гидролиз и по катиону, и по аниону pH≈7

Необратимый гидролиз

Необратимый гидролиз происходит, если при гидролизе выделяется газ, осадок или вода, т.е. вещества, которые при данных условиях не могут взаимодействовать между собой. Необратимый гидролиз является химической реакцией, т.к. реагирующие вещества взаимодействуют практически полностью.

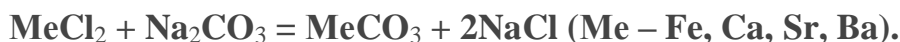
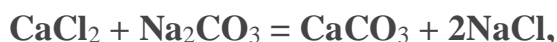
Варианты необратимого гидролиза:

1. Гидролиз, в который вступают **растворимые соли 2х-валентных металлов (Be^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , Cu^{2+} и др.)** с сильным ионизирующим полем (слабые основания) и **растворимые карбонаты/гидрокарбонаты**. При этом образуются нерастворимые **основные соли** (гидроксокарбонаты):

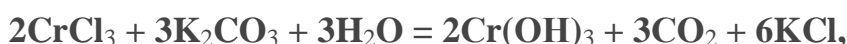


$2\text{MeCl}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{MeOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{NaCl} + \text{CO}_2$ (Me^{II} , кроме Fe, Ca, Sr, Ba).

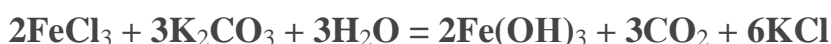
! Исключения: (соли Ca, Sr, Ba и Fe^{2+}) – в этом случае получим обычный обменный процесс:



2. **Взаимный гидролиз**, протекающий при смешивании двух солей, гидролизованных по катиону и по аниону. Продукты гидролиза по второй ступени усиливают гидролиз по первой ступени и наоборот. Поэтому в таких процессах образуются не просто продукты обменной реакции, а продукты гидролиза (**совместный или взаимный гидролиз**). **Соли металлов со степенью окисления +3 (Al^{3+} , Cr^{3+}) и соли летучих кислот (карбонаты, сульфиды, сульфиты) при смешивании в растворе (взаимном гидролизе) образуют осадок гидроксида и газ (H_2S , SO_2 , CO_2):**



Соли Fe^{3+} при взаимодействии с карбонатами также при смешивании в растворе (взаимном гидролизе) образуют осадок гидроксида и газ:



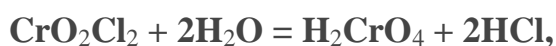
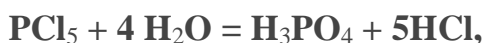
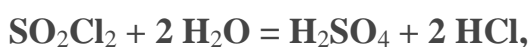
! Исключения: при взаимодействии солей трехвалентного железа с сульфидами реализуется окислительно-восстановительная реакция:



При взаимодействии солей трехвалентного железа с сульфитами также реализуется окислительно-восстановительная реакция.

Полные уравнения таких реакций выглядят довольно сложно. Поначалу я рекомендую составлять такие уравнения в 2 этапа: сначала составляем обменную реакцию без участия воды, затем разлагаем полученный продукт обменной реакции водой. Сложив эти две реакции и сократив одинаковые вещества, мы получаем полное уравнение необратимого гидролиза.

3. Гидролиз галогенангидридов и тиоангидридов происходит также необратимо. Галогенангидриды разлагаются водой по схеме ионного обмена (H^+OH^-) до соответствующих кислот (в случае водного гидролиза) и солей (в случае щелочного гидролиза). Степень окисления центрального элемента и остальных при этом не изменяется!

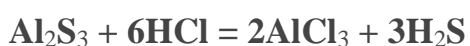


4. Необратимый гидролиз бинарных соединений, образованных металлом и неметаллом:

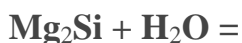
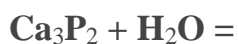
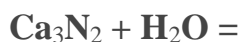
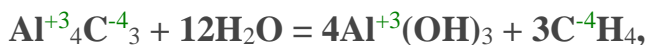
- сульфиды трехвалентных металлов в воде необратимо гидролизуются до сероводорода и гидроксида металла:



при этом возможен кислотный гидролиз, в таком случае образуются соль металла и сероводород:



• гидролиз карбидов приводит к образованию гидроксида металла в водной среде, соли металла в кислой де и соответствующего углеводорода — метана, ацетилена или пропина:



5. **Некоторые соли необратимо гидролизуются с образованием оксосолей:**



Алюмокалиевые квасцы:



Количественно гидролиз характеризуется величиной, называемой **степенью гидролиза**.

Степень гидролиза (α) — отношение количества (концентрации) соли, подвергающейся гидролизу, к общему количеству (концентрации) растворенной соли. В случае необратимого гидролиза $\alpha \cong 1$.

Факторы, влияющие на степень гидролиза:

1. Температура

Гидролиз — эндотермическая реакция! Нагревание раствора приводит к интенсификации процесса.

Пример: изменение степени гидролиза 0,01 М CrCl_3 в зависимости от температуры:

t, C	0°	25°	50°
α , %	4,6	9,4	17,0

2. Концентрация соли

Чем меньше концентрация соли, тем выше степень ее гидролиза.

Пример: изменение степени гидролиза Na_2CO_3 в зависимости от температуры:

C, моль/л	0,1	0,01	0,001
α , %	4,6	11,3	34,0

По этой причине для предотвращения нежелательного гидролиза хранить соли рекомендуется в концентрированном виде.

3. Добавление к реакционной смеси кислоты или щелочи

Изменяя концентрация одного из продуктов, можно смещать равновесие реакции гидролиза в ту или иную сторону.

Значение и практическое применение гидролиза

В организме процесс гидролиза связан с пищеварением. Благодаря этому процессу белки, жиры и углеводы пищи расщепляются на более простые соединения, которые сразу или после ряда последовательных ступенчатых реакций превращаются в соединения, нужные определенным тканям или регулирующие работу этих тканей. Таким образом, в организме осуществляется регуляция белкового, жирового и углеводного обмена.

В желудочно-кишечном тракте, где человека, где осуществляется гидролитический процесс превращения пищи сложного состава в более простые химические соединения, имеют место три вида гидролиза: кислотный, щелочной и ферментативный. Любые нарушения гидролиза приводят к нарушению обмена веществ и различным заболеваниям: гастрит, язва желудка, двенадцатиперстной кишки, холецистит и т.д.

Гидролиз применяется в качественном анализе для обнаружения катионов бериллия, висмута и сурьмы.

В медицине широко используется в составе глазных капель сульфат цинка (совместно с борной кислотой) как дезинфицирующее средство, т. к. его водный раствор имеет кислую среду (в такой среде гибнут многие болезнетворные микроорганизмы).

Процесс гидролиза распространен в мире веществ: древесины, крахмала, жиров, белков, мыла. В результате гидролиза древесины и крахмала получают ценное вещество- глюкозу.

Гидролизом жиров и последующей химической обработкой получают моющие средства и глицерин. Только благодаря процессам гидролиза сода и мыла выполняют свою роль при стирке белья.

Гидролиз применяют для очистки питьевых и промышленных вод и уменьшения их жесткости. В процессе очистки воды в качестве коагулянта применяют соли алюминия, которые в присутствии гидрокарбонат- ионов полностью гидролизуются, и объемистый гидроксид алюминия коагулирует, увлекая за собой различные примеси.

Важную роль играет гидролиз в процессе обезжелезивания воды методом аэрации. При насыщении воды кислородом содержащийся в ней

гидрокарбонат железа (II) окисляется до соли железа (III), значительно сильнее подвергающийся гидролизу. В результате происходит полный гидролиз, и железо отделяется в виде осадка гидроксида железа (III).

1. Значения pH некоторых биологических систем

Биологическая система	pH
Кровь человека	7,35
Слёзы	7,4
Слюна	6,35
Желудочный сок	0,9-2,3
Болотные почвы	3,5-3,8
Дерново-подзолистые почвы	4,0- 6,0
Черноземные почвы	5,8-8,0

1. Биологическое значение концентрации ионов водорода распространяется и на растительные организмы: каждый вид наземных растений для своего наиболее успешного развития требует наличия в почве определенной концентрации водородных ионов:

- рожь может расти на почти нейтральных почвах (pH от 6 до 8);