

Дисциплина: Химия

Группа: 13-Эл

Тема: Гидролиз солей

Учебник О.С.Габриелян, Химия для профессий и специальностей технического профиля, 2012 г. §5.4, стр. 82-86.

Задание:

1. Изучить материал. Составить конспект.
2. Ответить на вопрос № 7.

Выполненную работу отправлять на электронную почту : Galina.ch65@mail.ru

Срок выполнения задания: 06.11.2023г

5.4. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Согласно химической теории образования растворов частицы (молекулы или ионы) растворенного вещества в воде окружены гидратной оболочкой. В некоторых случаях такой тесный контакт приводит к химическому взаимодействию с образованием новых молекул или ионов, т. е. протекает химическая реакция.

■ **Гидролизом** называют обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее к их разложению.

Обменному взаимодействию с водой могут подвергаться также вещества, говорить о растворимости которых в воде не имеет смысла, так как в присутствии влаги они полностью разлагаются. Подобным образом ведет себя, например, сульфид алюминия:



Такие соли в таблице растворимости отмечают прочерком, так как они не существуют в растворах. Их гидролиз необратим, поскольку один или оба продукта удаляются из сферы реакции в виде осадка или газа.

Таблица 5.4. Четыре группы солей в зависимости от силы кислоты и основания

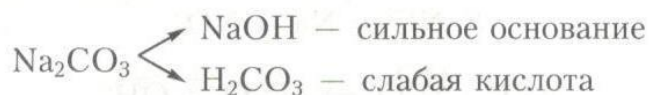
Основание	Кислота	
	сильная	слабая
Сильное	NaCl, K ₂ SO ₄ , Ba(NO ₃) ₂	Na ₂ CO ₃ , K ₂ SiO ₃ , Li ₂ S
Слабое	ZnCl ₂ , Pb(NO ₃) ₂ , NH ₄ NO ₃	NH ₄ NO ₂ , (CH ₃ COO) ₂ Zn

Кроме необратимого существует гидролиз обратимый. Сущность обратимого гидролиза солей сводится к обменному химическому взаимодействию катиона металла (аммония) или аниона кислотного остатка с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение, а в водном растворе появляется избыток катионов водорода или гидроксил-анионов, обуславливающих соответственно кислотную или щелочную реакцию среды.

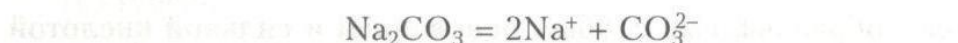
Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, карбонат натрия образован сильным основанием NaOH и слабой кислотой H₂CO₃. В зависимости от силы основания и кислоты как электролитов все соли можно разделить на четыре группы (табл. 5.4).

Рассмотрим поведение солей различных групп в водных растворах.

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (лабораторный опыт № 17). Выбранный нами в качестве примера карбонат натрия образован сильным основанием и слабой кислотой:



Карбонат натрия хорошо растворим в воде и полностью диссоциирует:



Угольная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбонат-анионом и с трудом отщепляются. Верно и обратное: анион CO₃²⁻ охотно присоединяет катион H⁺, отрывая его у молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат, являющийся слабым электролитом, а от молекулы воды в растворе остается анион OH⁻:

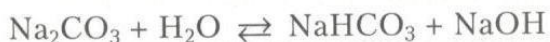


Мы получили ионное уравнение гидролиза. В результате этого процесса в растворе накапливаются анионы OH⁻, определяющие щелочную реакцию среды.

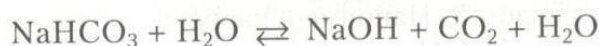
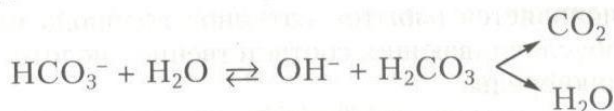
Кислотную, щелочную или нейтральную реакцию среды характеризует особая величина, которую называют **водородным показателем** (рН). Для нейтральной среды рН = 7, для кислотной рН < 7, для щелочной рН > 7.

В нашем случае рН раствора больше 7, т.е. среда щелочная. Рассмотренный процесс гидролиза называют также **гидролизом по аниону**.

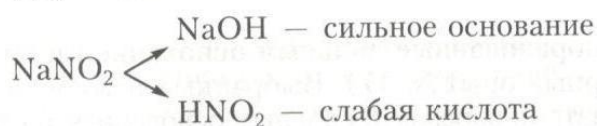
Молекулярное уравнение гидролиза карбоната натрия имеет вид



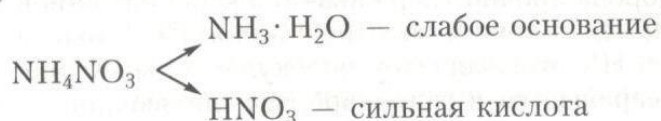
Приведенное выше уравнение соответствует гидролизу карбоната натрия *по первой ступени*. Возможна и *вторая ступень*: образовавшийся гидрокарбонат-анион взаимодействует со второй молекулой воды:



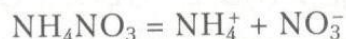
Число ступеней гидролиза соли по аниону совпадает с зарядом этого аниона. Следовательно, гидролиз нитрита натрия будет протекать лишь в одну стадию:



Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (лабораторный опыт № 17). К солям такого типа относится, например, нитрат аммония:

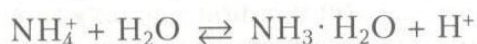


В водном растворе нитрат аммония диссоциирует:

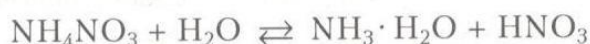


Гидролизу подвергается тот ион, который принадлежит слабому основанию. Данная соль **гидролизруется по катиону**. От-

рывающая от молекулы воды гидроксил-анион, катион NH_4^+ способствует накоплению в растворе катионов водорода:



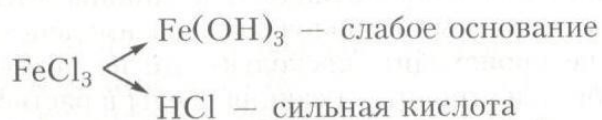
Молекулярное уравнение гидролиза легко получить, дописав в ионном уравнении нитрат-анионы:



Реакцию среды в растворе данной соли определяет наличие катионов H^+ : среда кислотная. В этом случае $\text{pH} < 7$.

Гидролизуются также двухзарядные (Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} и другие, кроме катионов щелочноземельных металлов) и трехзарядные (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} и др.) катионы металлов. В этом случае число стадий гидролиза будет таким, каков заряд катиона.

При длительном хранении раствор хлорида железа(III) мутнеет и из истинного превращается в коллоидный. Это связано с протеканием гидролиза по нескольким ступеням:

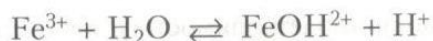


В водном растворе хлорид железа(III) диссоциирует по уравнению

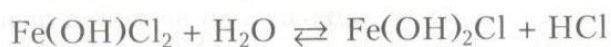
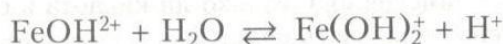


Поскольку с водой взаимодействует трехзарядный ион железа, число ступеней гидролиза также равно трем:

I ступень



II ступень



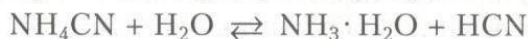
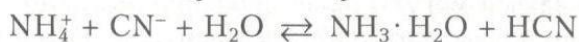
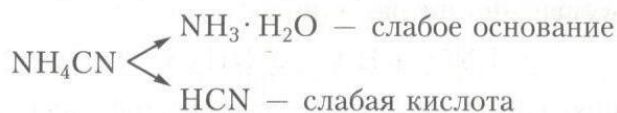
III ступень



Продуктами гидролиза являются основные соли — гидроксохлорид железа(III) и дигидроксохлорид железа(III), а также гидроксид железа(III). Второй продукт реакции — соляная кислота, она и определяет кислотную реакцию среды в растворе FeCl_3 .

Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Такие соли также подвергаются гидролизу, причем как по катиону, так и по аниону. Катион и анион «делят» между собой молекулу воды, присоединяя соответственно гидроксил-анион и катион водорода. Так гидролизуется, например, цианид аммония:



Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (лабораторный опыт № 17). Такие соли гидролизу не подвергаются. В водном растворе подобных солей катионы металла (щелочного или щелочноземельного) и анионы кислотного остатка окружены гидратными оболочками; взаимодействия с молекулами воды не происходит, поскольку это не приводит к образованию слабого электролита. Реакция среды в растворе негидролизующихся солей (например, CaCl_2 , KNO_3 , Na_2SO_4 , LiClO_4) нейтральная; pH раствора равен 7.

ЗАДАНИЯ

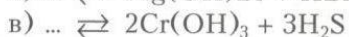
1. Какой процесс называют гидролизом? Какие типы гидролиза вы знаете?

2. Почему в таблице растворимости в некоторых клеточках стоят прочерки? Напишите формулы некоторых таких соединений и уравнения реакций их гидролиза.

3. Что представляет собой соль как продукт реакции обмена и продукт реакции замещения? Только ли кислота и основание могут в результате обмена образовать соль?

4. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени следующих солей и укажите среду раствора: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , ZnCl_2 , K_2S , Na_2SiO_3 , NH_4Cl , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

*5. Допишите левые части уравнений реакций:



*6. Смешали растворы карбоната натрия и сульфата алюминия. При этом выделился газ и выпал осадок. Напишите уравнение реакции.

*7. Какие аспекты вашей будущей профессиональной деятельности требуют знания о pH? Обоснуйте ответ.