

Лабораторная работа №7

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1 академический час

Сейткалиева Нургуль Жарылкагановна
(ФИО преподавателя)

- **Цель работы**
- Изучить реакции гидролиза солей, изменения рН-среды и зависимость гидролиза от температуры и разбавления.

- **Содержание работы**
- а) Образование кислых солей при гидролизе.
- б) Образование основных солей при гидролизе.
- в) Совместный гидролиз.
- г) Влияние температуры и разбавления на гидролиз.

- **Теоретические основы**

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH-среды.

Гидролизу подвергаются соединения различных классов: соли, углеводы, белки, сложные эфиры, жиры и др.

По направлению реакции гидролиза можно разделить на **обратимые** и **необратимые**

Катион анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	–	P	M	M	H	H	–	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	–	–	H	H	H	H	H	H	–
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	–	–	H	M	–	–
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	–	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	–	H	H	H	–	–
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	P	H	H	H	H	H	–	–	H	H	–	–
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P - растворимое (>1 г в 100 г воды);

M - малорастворимое (0,001 г - 1 г в 100 г воды);

H - нерастворимое (< 0,001 г в 100 г воды);

– - разлагается водой или не существует.

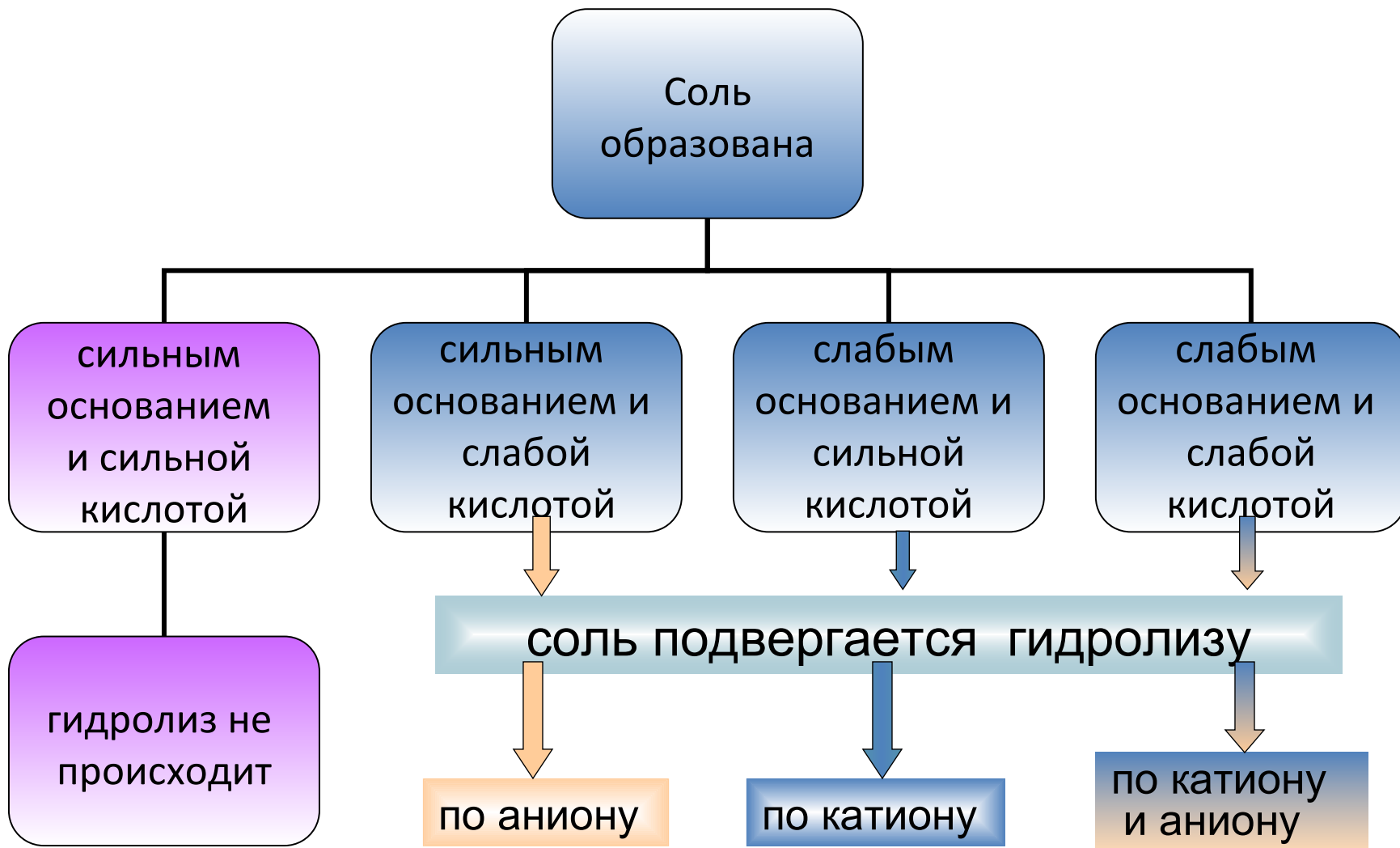
Если посмотреть на таблицу растворимости гидроксидов и солей в воде, то можно заметить, что в некоторых клеточках этой таблицы стоят прочерки. В сноске указано, что данное вещество либо не существует, либо разлагается водой, то есть подвергается необратимому гидролизу. Чаще всего такими солями являются соли, образованные слабым нерастворимым основанием и слабой летучей кислотой.

- В общем виде гидролиз можно представить уравнением:



- где $A-B$ — гидролизующееся вещество, $A-H$ и $B-OH$ — продукты гидролиза

Типы гидролиза солей



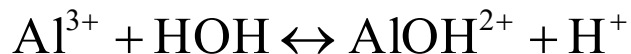
План составления гидролиза

- 1) Проверить соль на растворимость по таблице растворимости
- 2) Определить, есть ли в составе соли ионы слабого электролита.
- 3) Определить количество ступеней гидролиза (количество ступеней численно = заряду иона, по которому ведется расчет).
- 4) Записать краткое ионное уравнение гидролиза.
- 5) Записать полное молекулярное уравнение гидролиза.

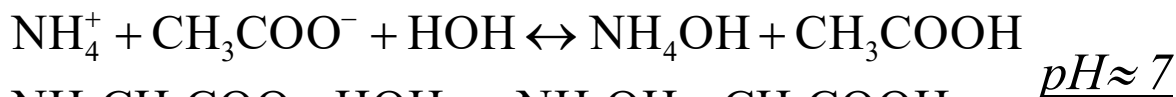
1 случай. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой идет по *аниону* слабой кислоты:



2 случай. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой идет по *катиону* слабого основания:



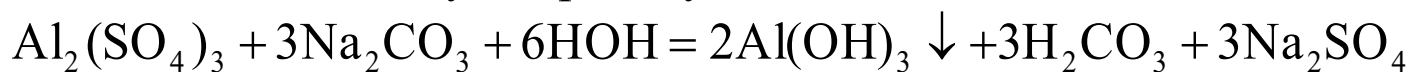
3 случай. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, идет по *катиону* и *аниону*:



4 случай. Необратимый (конечный) гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты, идет в *одну ступень*, если один из продуктов газообразное вещество:



5 случай. Совместный гидролиз солей, продукты взаимодействия которых, дают нерастворимые соли или неустойчивые в воде соединения, т.е. подвергающиеся конечному гидролизу:



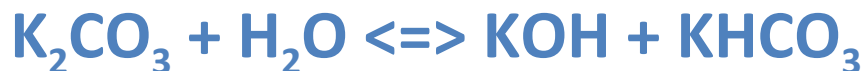
Ход работы

Опыт 1. Образование кислых солей при гидролизе

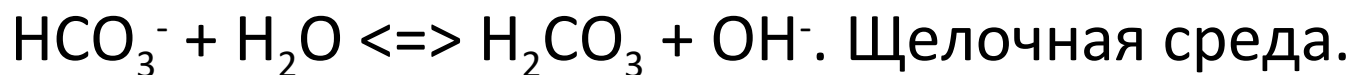
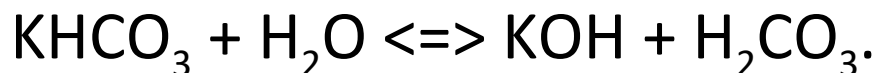
В две пробирки налить по 3-4 мл дистиллированной воды, капнуть по 1-2 капли фенолфталеина и добавить кристаллов следующих солей: в 1-ю - карбоната калия; во 2-ю - сульфита натрия. Пользуясь таблицей констант диссоциации слабых кислот, напишите уравнения реакций гидролиза по первой ступени. В растворе, какой соли окраска фенолфталеина более интенсивная? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше?

K_2CO_3 - гидролиз по аниону. В случае многоосновных кислот (оснований) гидролиз идет ступенчато.

а) Первая ступень.



б) Вторая ступень.

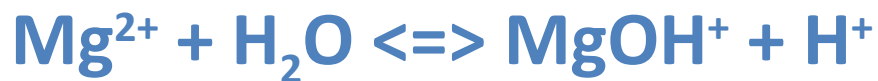


Чем слабее кислота (основание), тем сильнее идет гидролиз. Видно, что $K_d(HS^-) < K_d(HCO_3^-)$. Отсюда, сульфид калия гидролизуется сильнее карбоната калия.

Опыт 2. Образование основных солей при гидролизе

В две пробирки налить по 3-4 мл дистиллированной воды, затем добавить в I пробирку – кристаллический хлорид магния, во II – кристаллический хлорид алюминия. Определить pH раствора.

•а) Первая ступень.



б) Вторая ступень.



- **Опыт 3. Совместный гидролиз двух солей**
- В пробирку внести по 6-8 капель хлорида алюминия и добавить такой же объем раствора карбоната натрия. Отметить выделение пузырьков оксида углерода (IV). Отметить выпадение в осадок гидрооксида алюминия. Почему не образовался карбонат алюминия?
- $2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{NaCl}$
 $2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^- + 6\text{Na}^+ + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{Cl}^- + 6\text{Na}^+$
 $2\text{Al}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2$

Опыт 4. Влияние температуры на степень гидролиза

Налить в пробирку до 1/3 ее объема дистиллированной воды и внести в нее микрошпателем ацетата натрия. Какую величину имеет рН раствора? Добавьте в пробирку с раствором одну каплю фенолфталеина. Опустите пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Как изменилась степень окраски фенолфталеина? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Указать причины этого явления.



Уксусная кислота слабый электролит. Ацетат натрия соль образованная сильным основанием и слабой кислотой. При растворении этой соли в воде создается щелочная среда.

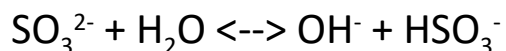
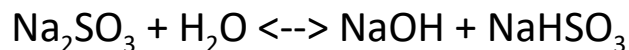
- **Опыт 5. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза**
- В пробирку внести 2-3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно, по каплям, прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорокиси сурьмы – SbOCl . Этот осадок образуется по третьей ступени гидролиза из $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$ (путем отщепления воды). Как можно растворить полученный осадок, т.е. как можно сдвинуть ионное равновесие гидролиза в левую сторону?
- $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb(OH)Cl}_2\downarrow + \text{HCl}$;
- $\text{Sb(OH)Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl}$;
- $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl} \rightarrow \text{SbOCl} + \text{H}_2\text{O}$
- и гидролиз по третьей ступени не протекает.

- Внесение в рассматриваемую равновесную систему HCl растворяет осадок хлористого антимонита SbOCl и по принципу Ле-Шателье сдвигает равновесие влево, то есть в сторону образования ионов Sb^{3+} . Добавление воды способствует усилению гидролиза, что сопровождается выпадением осадка SbOCl .

Пример. Рассчитайте степень, константу гидролиза и pH раствора соли Na_2SO_3 для концентрации $C_m = 0,03 \text{ M}$, учитывая только 1-ю степень гидролиза.

Решение.

Сульфит натрия подвергается гидролизу по аниону, реакция среды раствора соли щелочная ($\text{pH} > 7$):



Из сокращенного ионного уравнения следует, что для расчета константы следует взять вторую константу диссоциации сернистой кислоты.

$$\text{Константа гидролиза } K_g = K_w / K_{d_2}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 10^{-14} / 6,3 \cdot 10^{-8} = 1,58 \cdot 10^{-7}$$

Степень гидролиза рассчитывается по формуле $\alpha^2 / (1 - \alpha) = K_g / C_m$.

Однако, если значение константы гидролиза мало и, как следствие, невысока и степень гидролиза, то:

$$\alpha \ll 1, (1 - \alpha) \sim 1, \text{ отсюда } \alpha = (K_g / C_m)^{1/2}.$$

$$\text{Итак, } \alpha = (K_g / C_m)^{1/2} = (1,58 \cdot 10^{-7} / 0,03)^{1/2} = 2,3 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C_m = 2,3 \cdot 10^{-3} \cdot 0,03 = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(6,9 \cdot 10^{-5}) = 4,16.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,16 = 9,84.$$

- **Контрольные вопросы:**
- Чему равно ионное произведение воды?
Что такое pH?
- Какие соли по составу могут подвергаться гидролизу? Что такое степень гидролиза?
От каких факторов она зависит?
- Напишите уравнения реакций гидролиза следующих солей: сульфата меди, хлорида алюминия, карбоната натрия.