

Общая характеристика растворов

Кислоты, основания, соли
в свете теории
электролитической
диссоциации.

Гидролиз солей.



Раствор – однородная
гомогенная система
переменного состава,
состоящая из двух
компонентов и более

Раствор



растворитель (преобладает) +
растворенное вещество

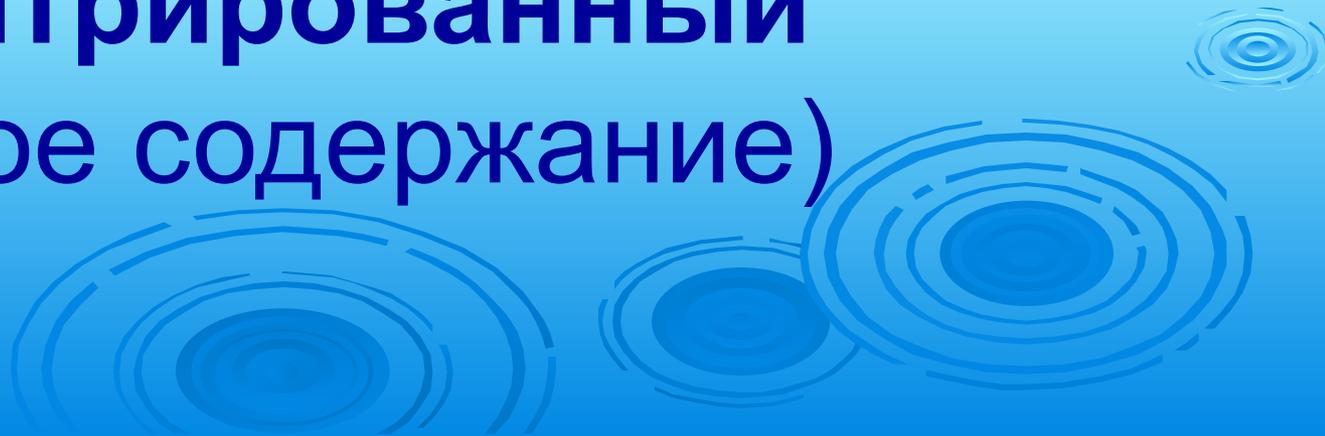
от размеров
распределенных частиц:

- **взвеси** (размер частиц – 10^{-5} – 10^{-7} м.)
- **истинные** (менее 10^{-9} м.)
- **коллоидные** (10^{-7} – 10^{-9} м.)



качественная характеристика растворов:

- **разбавленный** (низкое содержание растворенного вещества)
- **концентрированный** (высокое содержание)



количественный состав раствора

**молярная концентрация -
количество растворенного
вещества, содержащееся
в 1 литре раствора,
моль/л**



количественный состав раствора

МОЛЯЛЬНОСТЬ - количество
растворенного вещества,
содержащееся
в 1000 г. растворителя,
моль\г

The background features several concentric blue circles of varying sizes, resembling ripples on water, scattered across the lower half of the slide.

КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ СОСТАВ РАСТВОРА

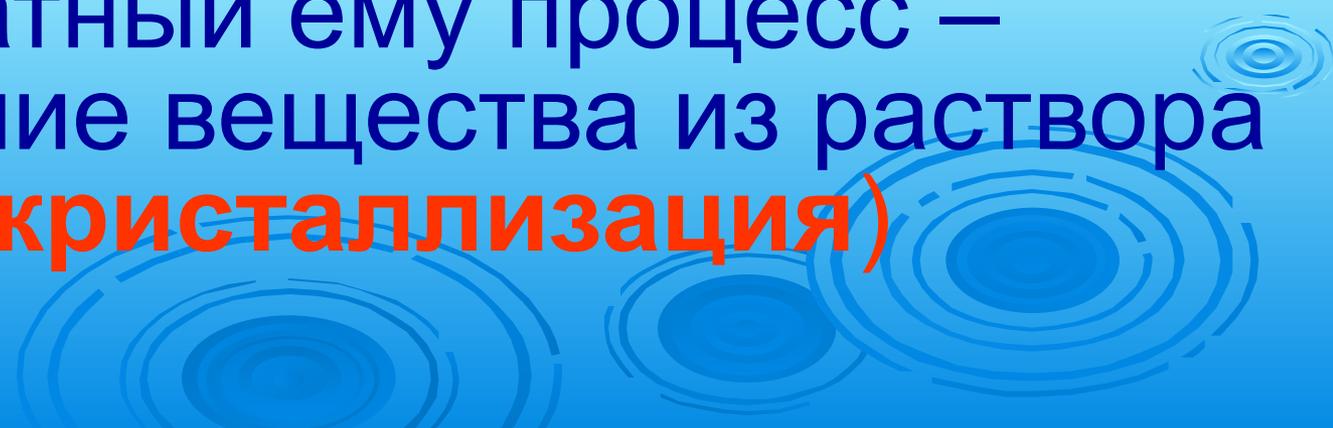
**массовая доля
растворенного вещества
(W) - отношение массы
вещества к массе раствора,
%**

$$W = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \times 100\%$$

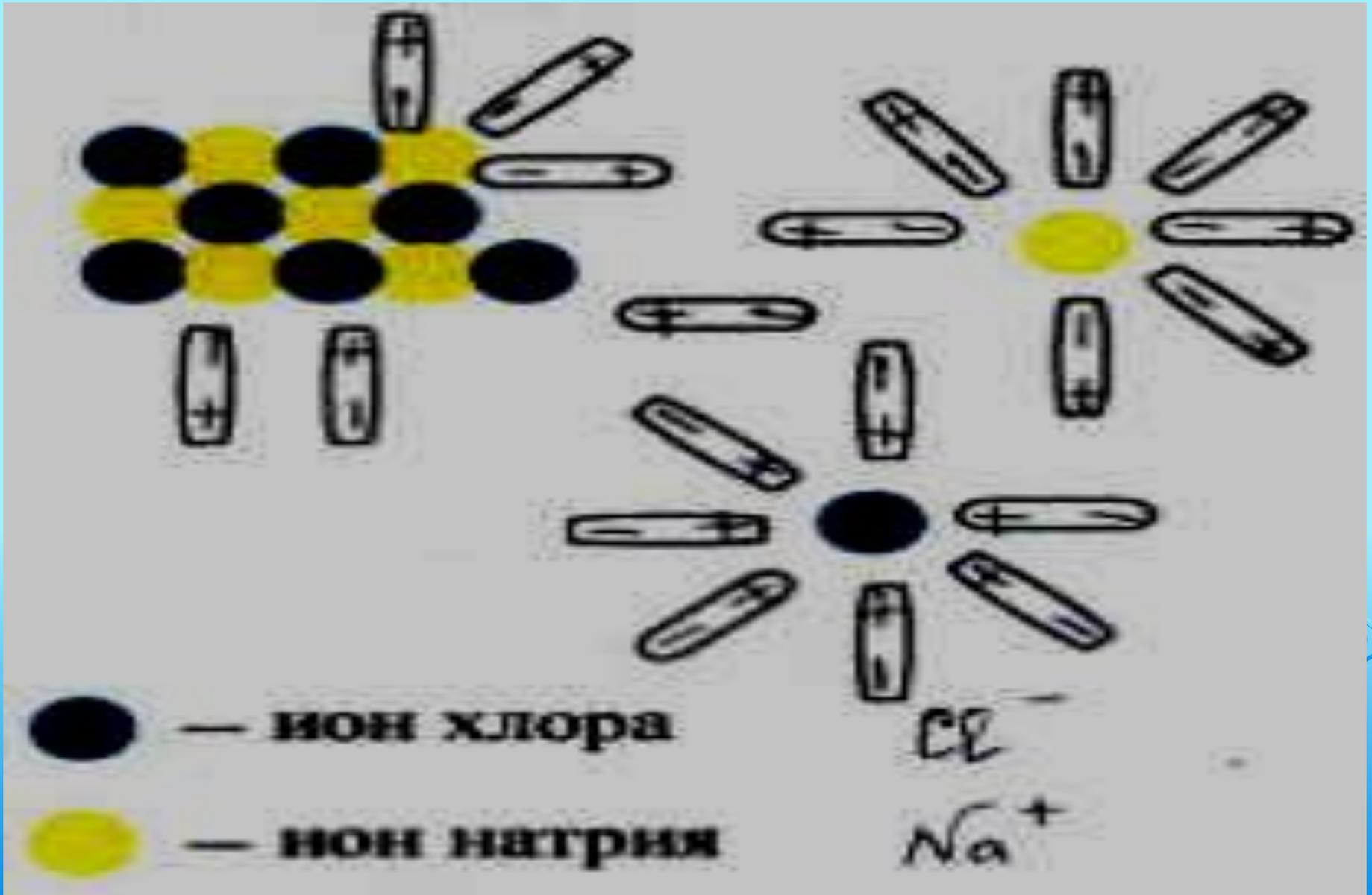
РАСТВОРЕНИЕ

– самопроизвольный физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие между частицами растворителя и растворенного вещества

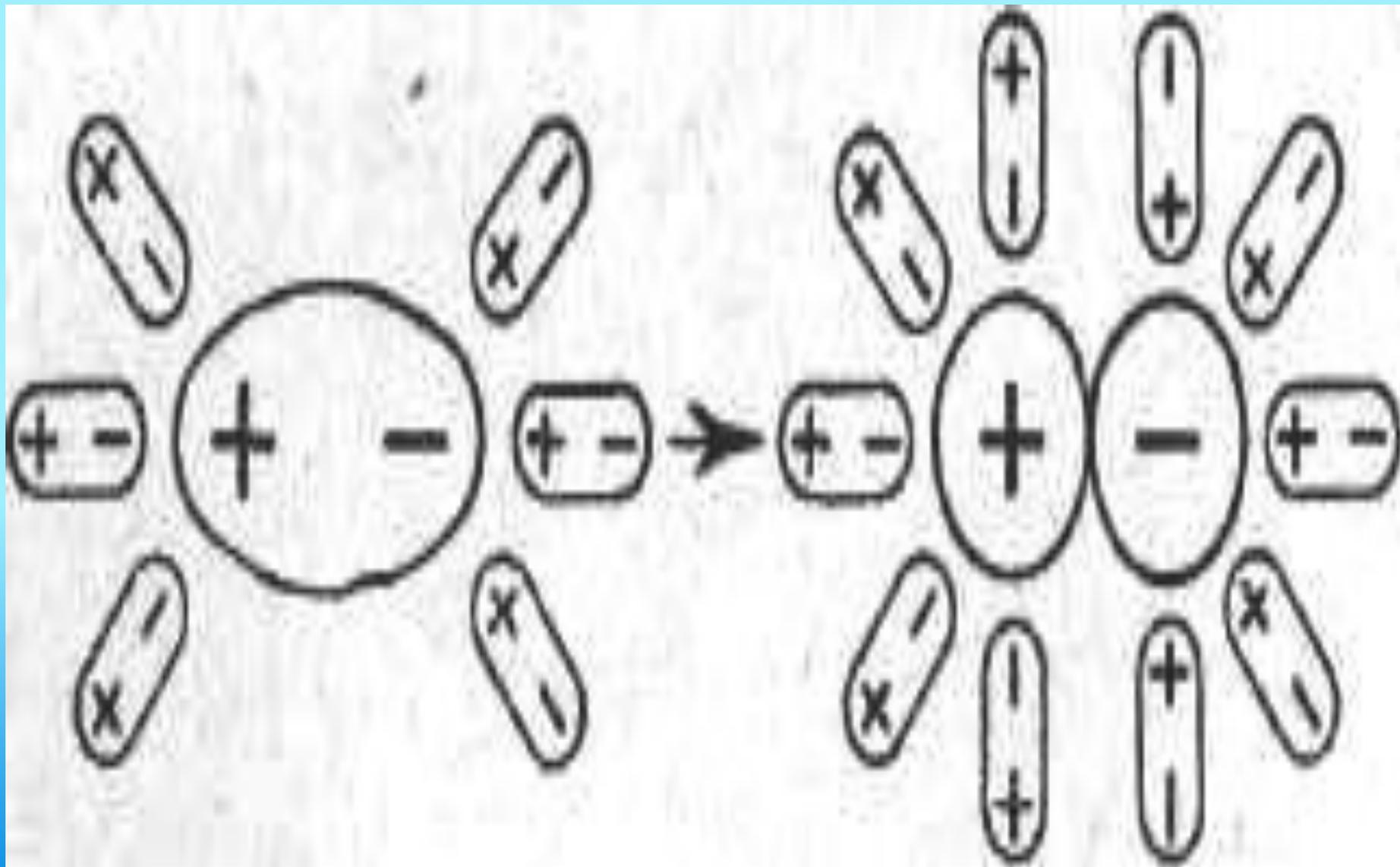
обратный ему процесс –
выделение вещества из раствора
(кристаллизация)



РАСТВОРЕНИЕ NaCl в воде

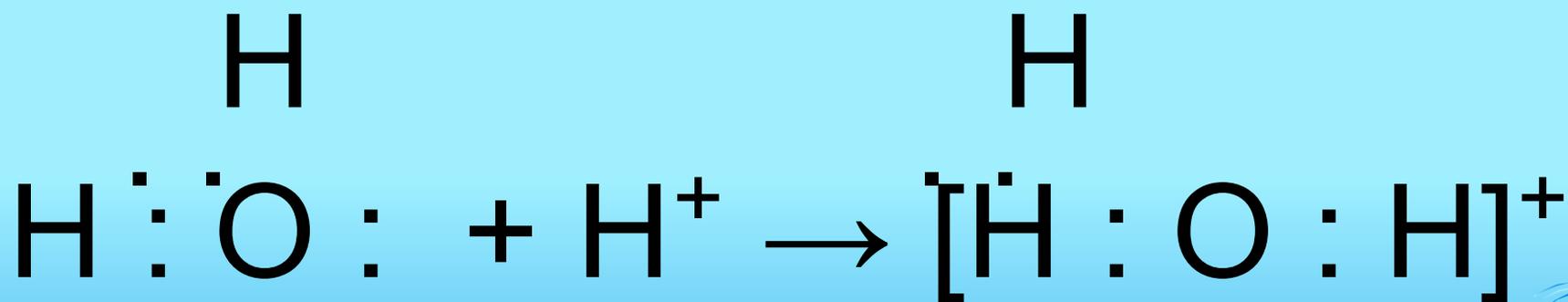


РАСТВОРЕНИЕ HCl в воде



РАСТВОРЕНИЕ HCl в воде

ИОН ГИДРОКСОНИЯ:



Механизм диссоциации веществ с ионным типом связи

1. ориентация молекул –
диполей воды около
ионов кристалла



Механизм диссоциации веществ с ионным типом связи

2. гидратация
(взаимодействие) молекул
воды с противоположными
ионами поверхностного слоя
кристалла



Механизм диссоциации веществ с ионным типом связи

3. диссоциация (распад)
кристалла электролита на
гидратированные ионы.



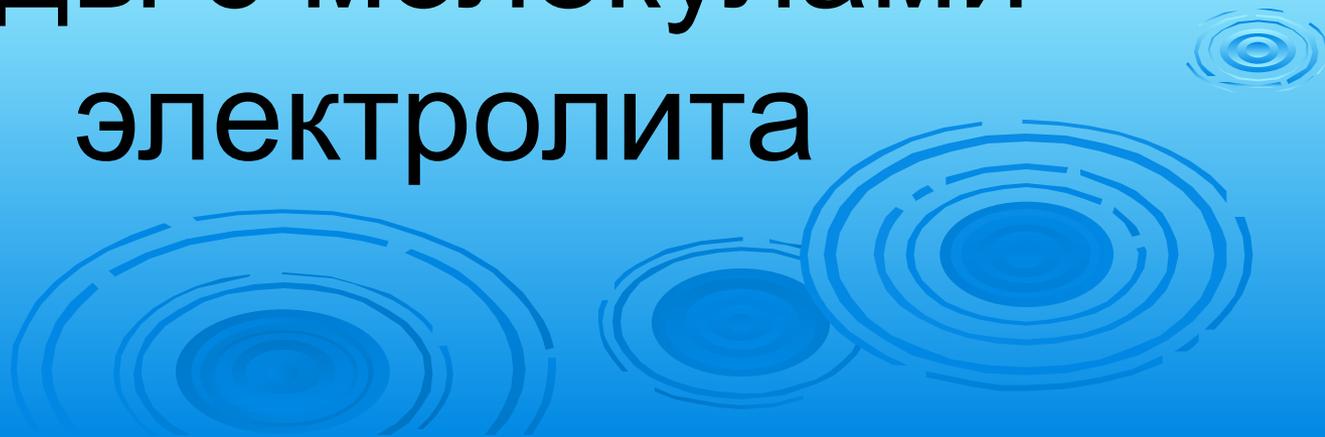
Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

1. ориентация молекул –
диполей воды вокруг
полюсов молекулы
электролита



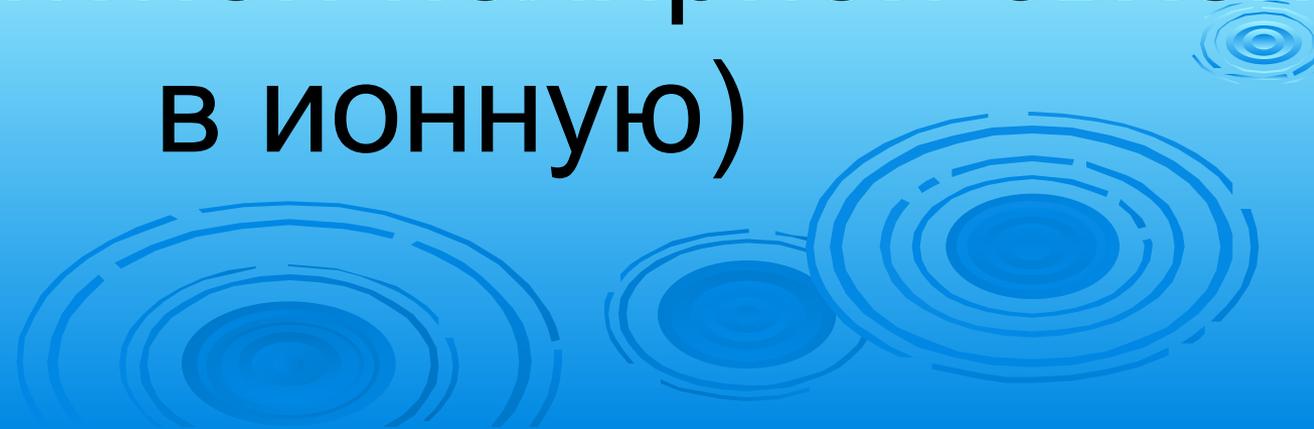
Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

2. гидратация
(взаимодействие) молекул
воды с молекулами
электролита



Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

3. ионизация молекул
электролита (превращение
ковалентной полярной связи
в ионную)



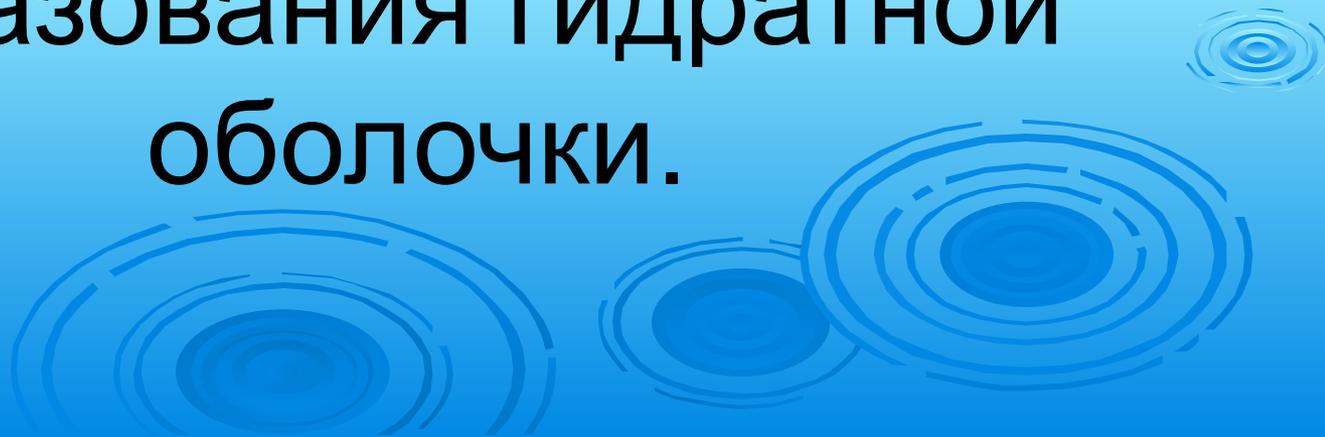
Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

4. диссоциация (распад)
кристалла электролита на
гидратированные ионы.



Гидратная оболочка –
окружение иона, состоящее из
одного или нескольких слоев
определенным образом
ориентированных молекул воды.

Гидратация – процесс
образования гидратной
оболочки.



теплота растворения

- тепловая энергия,
выделяемая или
поглощаемая при
растворении веществ

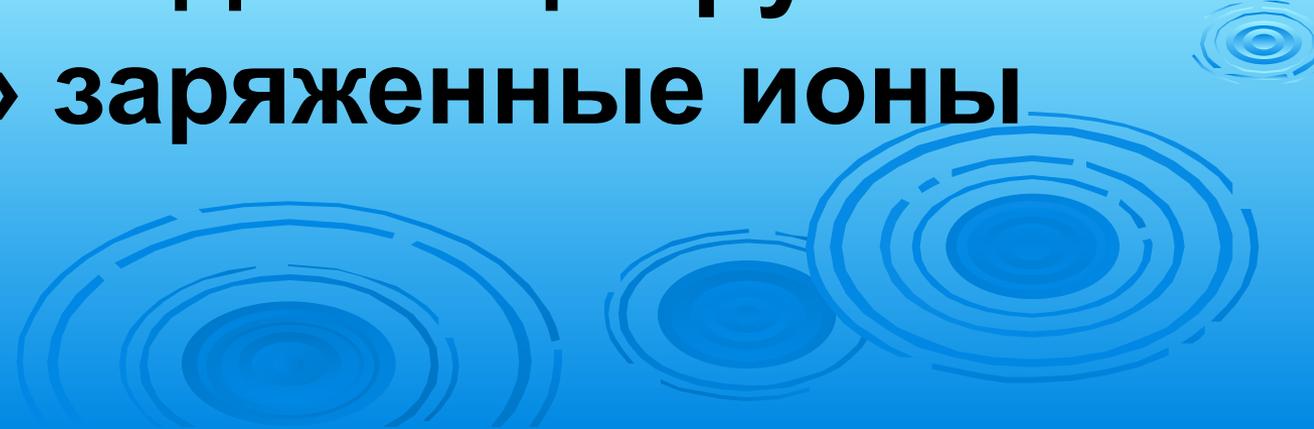


ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Аррениус, 1877 г.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют на «+» и «-» заряженные ионы



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

**2. Диссоциация – обратимый
процесс.**

Кристаллизация.



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

3. Под действием электр. тока
ионы движутся:

«+»



к катоду (катионы)

«-»



к аноду (анионы)

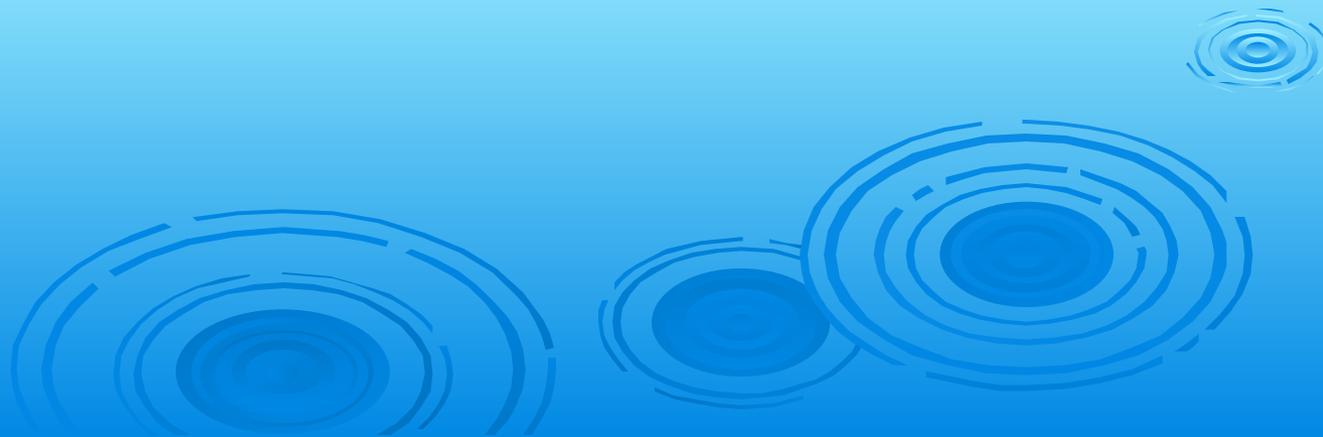
Электролиты

- вещества, водные растворы которых диссоциируют на ионы и проводят электрический ток (это соединения с ковалентной полярной или ионной связью)



электролитическая диссоциация

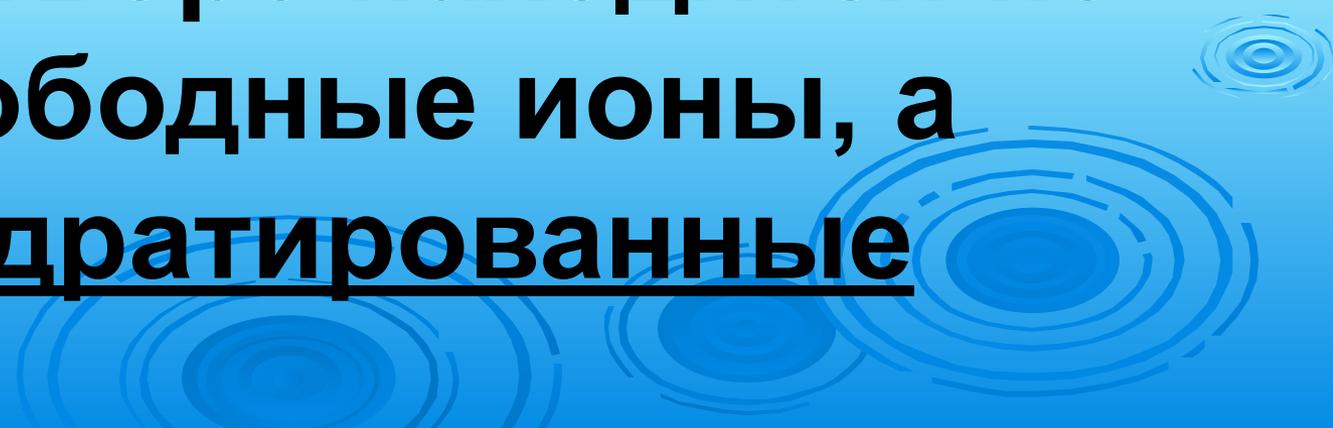
- распад электролитов
на ионы



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Д. Менделеев, И. Каблуков,
В. Кистяковский

В растворе находятся не
свободные ионы, а
гидратированные



Формула кристаллог идрата	Цвет кристаллог идрата	Цвет безводной соли
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Синий	Белый
$\text{CuCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Голубой	Зеленый
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Темно- розовый	Синий

Степень диссоциации
(α - альфа) - отношение
числа молекул,
распавшихся на ионы, к
исходному числу молекул
растворенного вещества:

$$\alpha = n / N$$

величина безразмерная
(или %)

Степень диссоциации

зависит от:

- природы электролита,
- температуры,
- концентрации раствора



В зависимости от α :

□ **сильные электролиты** ($\alpha \geq 30\%$)

HCl, NaOH, почти все соли

□ **слабые** ($\alpha \leq 3\%$)

H₂S, Fe(OH)₂, вода

□ **средней силы** ($3\% \leq \alpha \leq 30\%$)

HF

Водородный показатель

**pH – мера активности H^+ в
растворе (1909 г., Сёренсен –
«сила водорода»)**





При 25⁰С

$$\text{И.П.} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2\text{\л}^2$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль}\text{\л}$$

$$\text{pH} = - \lg [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = - \lg [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

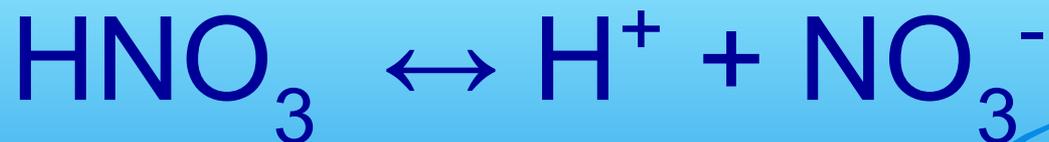
Водородный показатель

«-» десятичный логарифм молярной концентрации ионов H^+

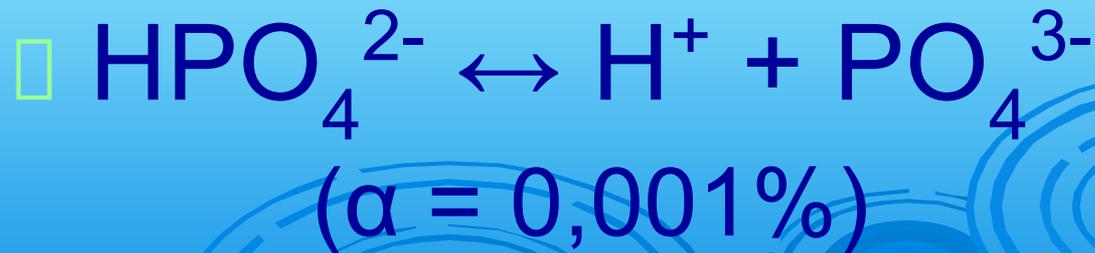
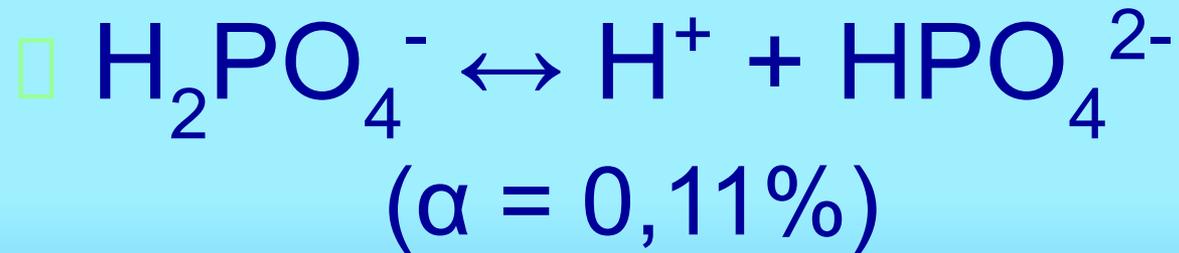
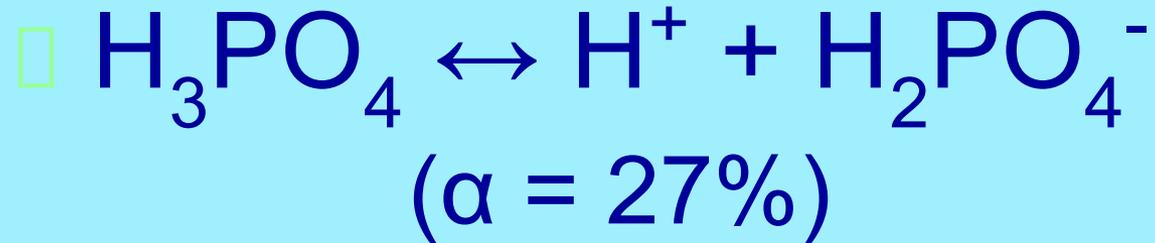
- **Нейтральная среда** – $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, $\text{pH} = 7$
- **Кислотная среда** – $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $\text{pH} < 7$
- **Щелочная среда** – $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $\text{pH} > 7$

Кислоты

- электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода



Многоосновные кислоты

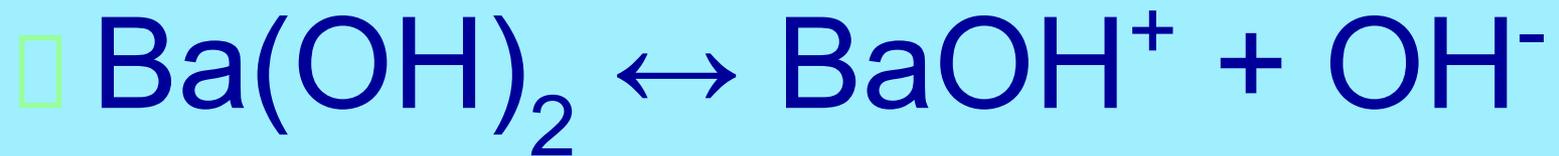


Основания

- электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы

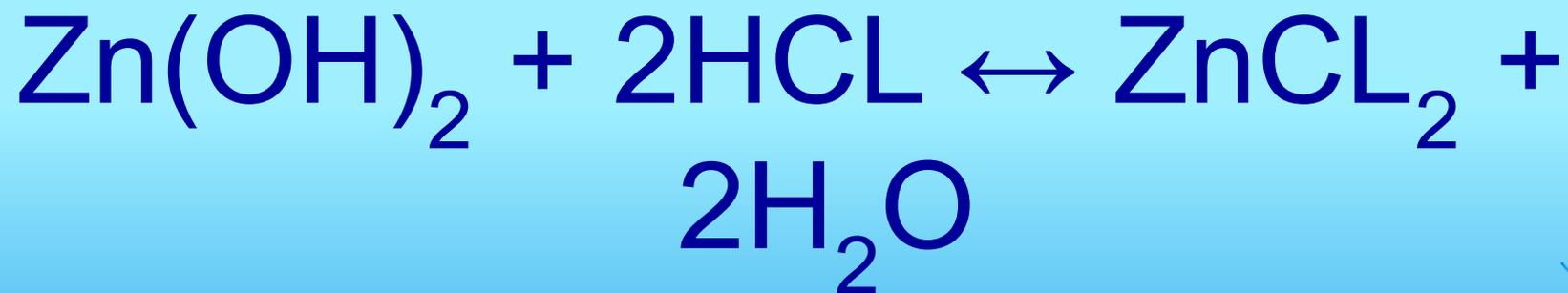


Многокислотные основания



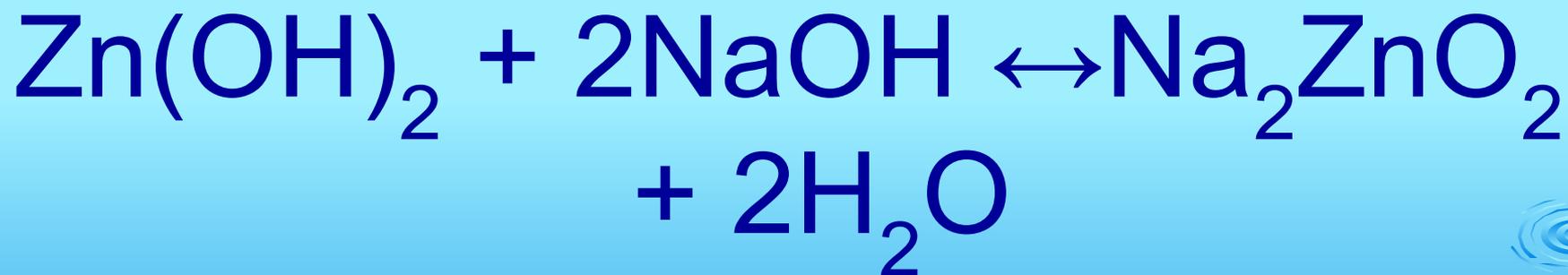
Амфотерные соединения

□ в кислой среде ведут себя как основания:



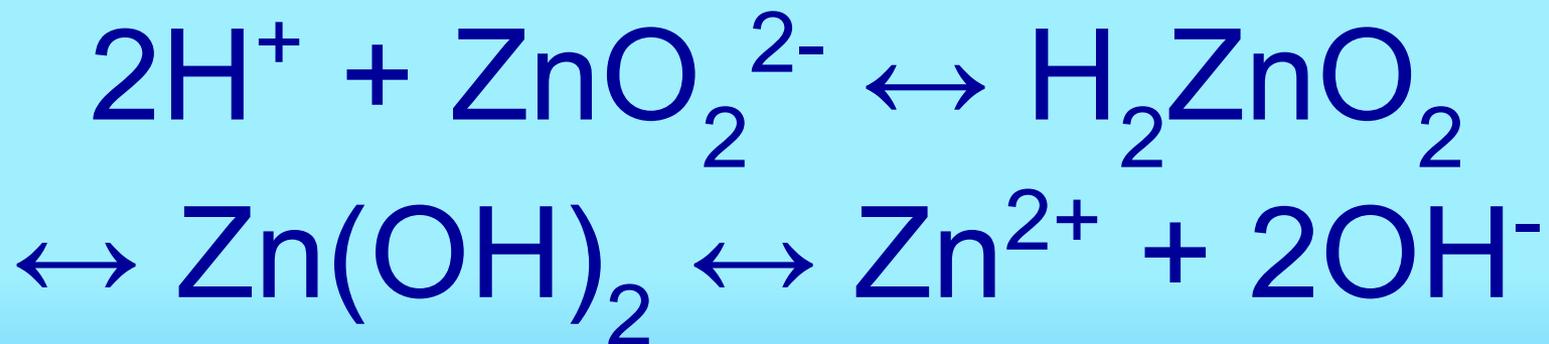
Амфотерные соединения

□ в щелочной среде – как
КИСЛОТЫ:



Амфотерные соединения

□ в общем виде:

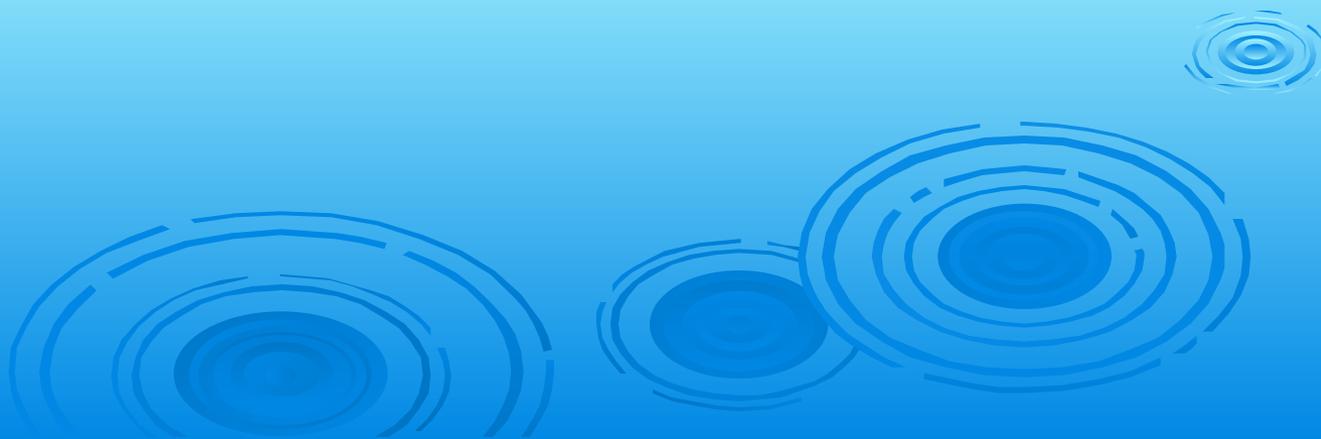


Амфотерные соединения



В щелочной среде

В кислой среде



Соли

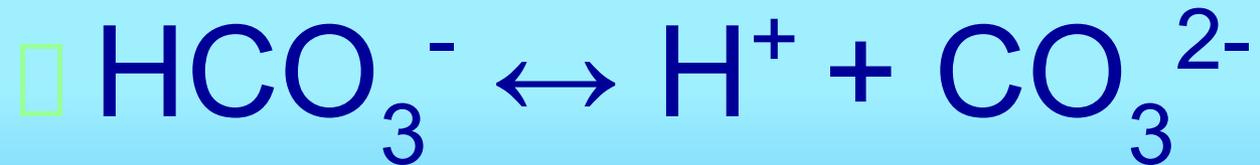
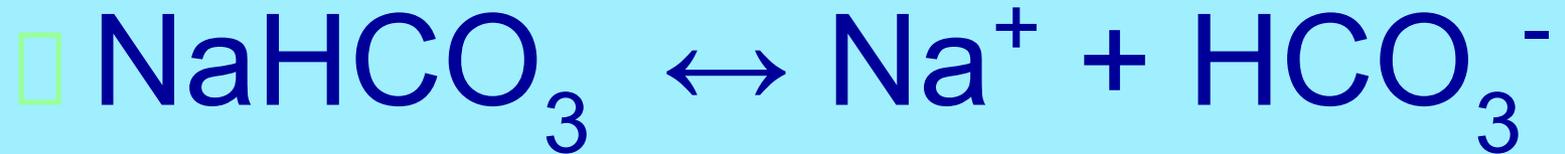
– электролиты,
при диссоциации которых
образуются катионы металлов
и анионы кислотных остатков.



Средние соли



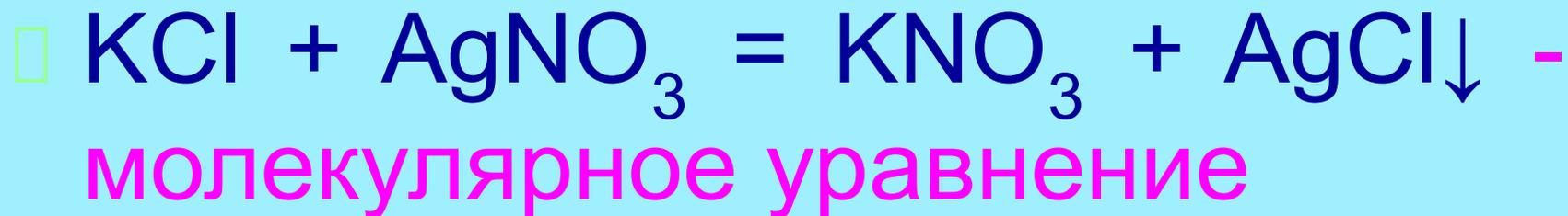
Кислые соли



Основные соли



Ионные реакции



Ионные реакции

Реакции обмена в р-рах электролитов происходят, если образуется:

- малодиссоциирующее в-во,
- осадок,
- газ.



Задание 1.

Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:

- - гидроксида калия и нитрата меди,
- - сульфата натрия и нитрата бария,
- - сульфата алюминия и хлорида бария,

Не забываем про коэффициенты в уравнениях реакций!!!

Задание 1.

Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:

□ - гидроксида калия и серной кислоты,

□ - хлорида кальция и нитрата серебра,

Не забываем про коэффициенты в уравнениях реакций!!!

Задание 1.

Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:

- - хлорида железа (III) и гидроксида натрия,
- - фосфата натрия и нитрата алюминия (III),

Не забываем про коэффициенты в уравнениях реакций!!!

Задание 1.

Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:

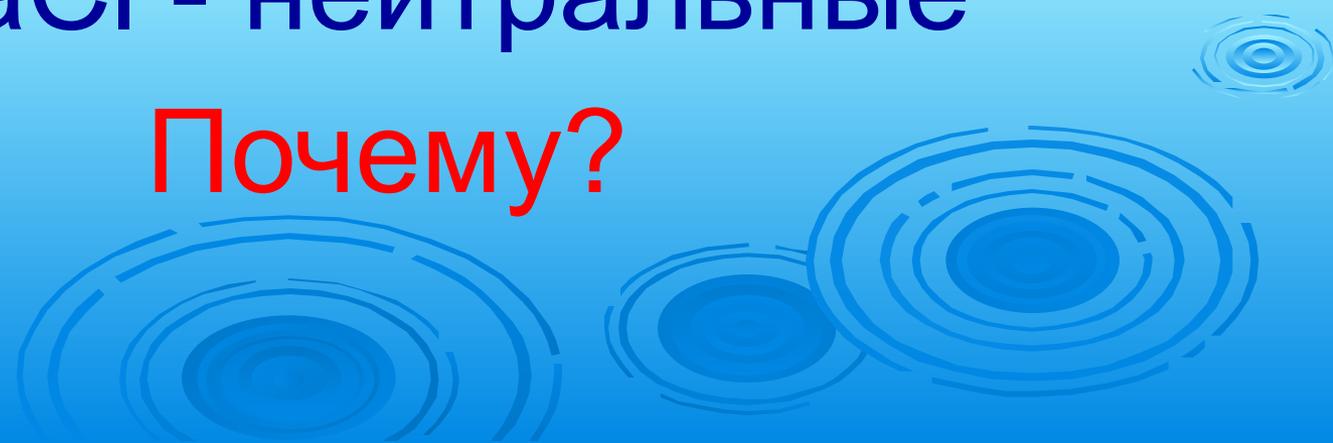
- - карбоната калия и хлорида кальция,
- - нитрата цинка и карбоната натрия.

Не забываем про коэффициенты в уравнениях реакций!!!

Гидролиз солей

- Na_2SiO_3 - щелочные свойства
р-ра
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – кислые
 - NaCl - нейтральные

Почему?



Гидролиз

Разложение воды

(«гидро» - вода,
«лизис» – разложение)



Гидролиз

- взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита и к избыточному содержанию в растворе либо ионов H^+ , либо ионов OH^- (не всегда)

Гидролиз

1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой

2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой

3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой

4. Соль образована сильным основанием и

Как определить слабое или сильное?

В школьной таблице растворимости три сильных кислоты (H_2SO_4 , HCl , HNO_3), остальные – слабые.

Как определить слабое или сильное?

Слабые основания нерастворимы.

Исключения:

NH_4OH - растворимое, но слабое

а $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - малорастворимое, но сильное.



Как определить слабое или сильное?

Вывод о силе кислородсодержащей кислоты можно сделать, если выразить ее состав общей формулой $\text{Hem}(\text{OH})_m \text{O}_n$

Если $n \geq 2$, то кислота – сильная,

$n = 1$, кислота средней силы

$n = 0$, кислота слабая.

□ Хлорная: HClO_4

□ Мышьяковая: H_3AsO_4

□ Ортоборная: H_3BO_3

□ Телуровая: H_6TeO_6



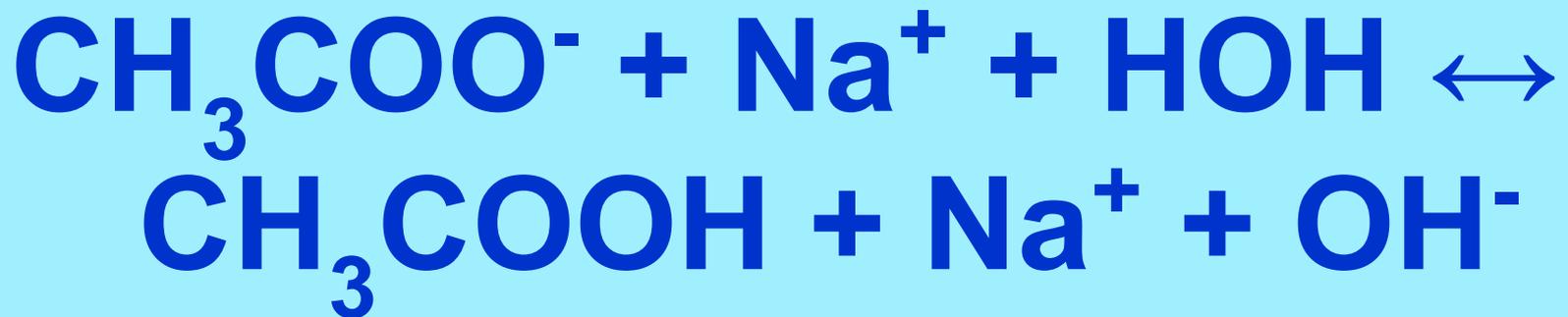
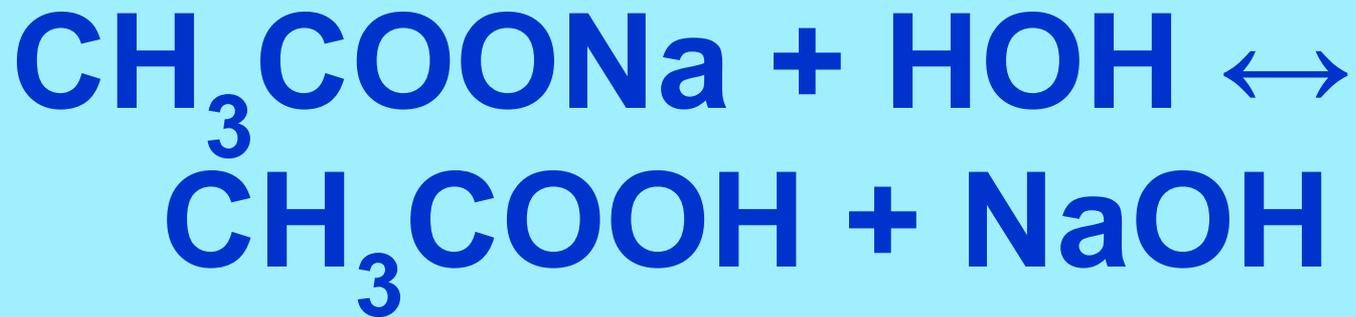
ГИДРОЛИЗ

1. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой

Например, CH_3COONa
(образована CH_3COOH – слабая кислота и NaOH – сильное основание)

Гидролиз по аниону





сокращаем Na^+ и получаем:



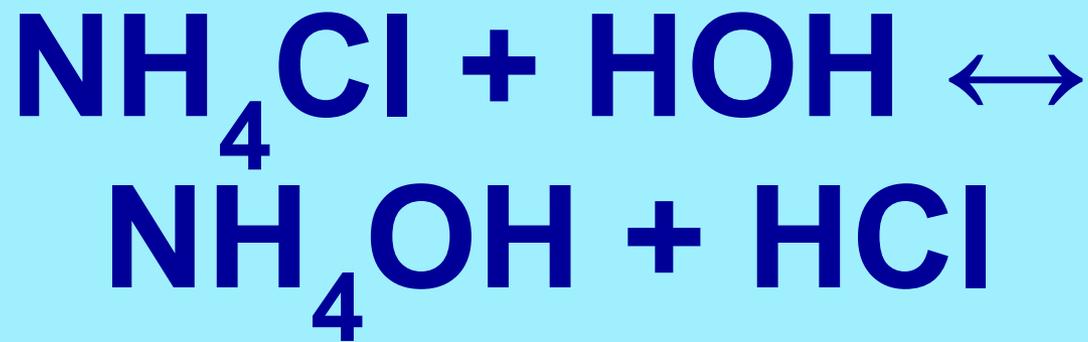
ГИДРОЛИЗ

2. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой

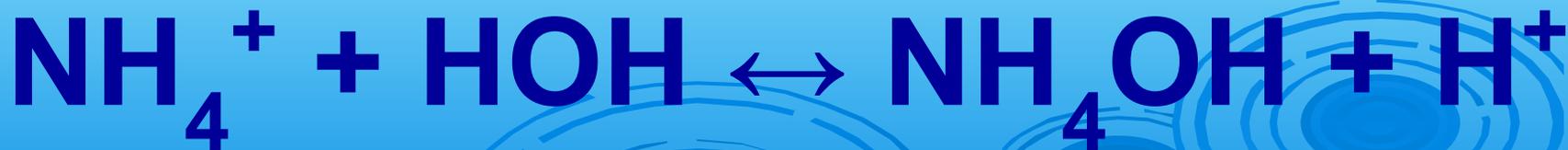
Например, NH_4Cl (образована NH_4OH – слабое основание и HCl – сильная кислота)

Гидролиз по катиону





сокращаем Cl^- и получаем:



ГИДРОЛИЗ

3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой

Например, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (образована CH_3COOH – слабая кислота и NH_4OH – слабое основание)

Гидролиз и по катиону, и по аниону
**pH зависит от относительной силы
кислоты и основание**

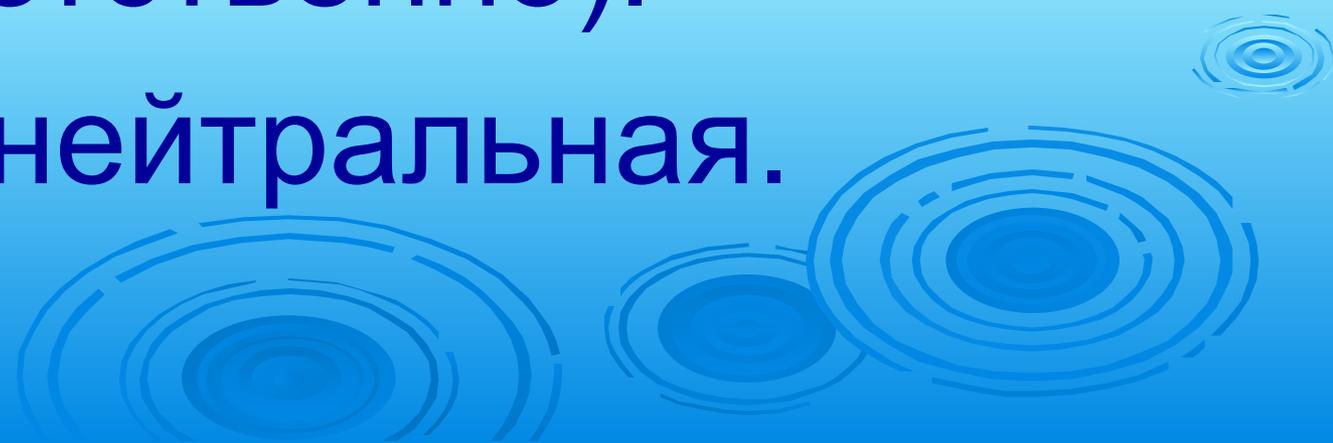




Ничего не сокращаем

Константы диссоциации
уксусной кислоты и
гидроксида аммония
близки между собой ($1,76 \times 10^{-5}$
и $1,79 \times 10^{-5}$
соответственно).

Среда нейтральная.



ГИДРОЛИЗ

4. Соль образована сильным основанием и сильной кислотой

гидролизу не подвергается

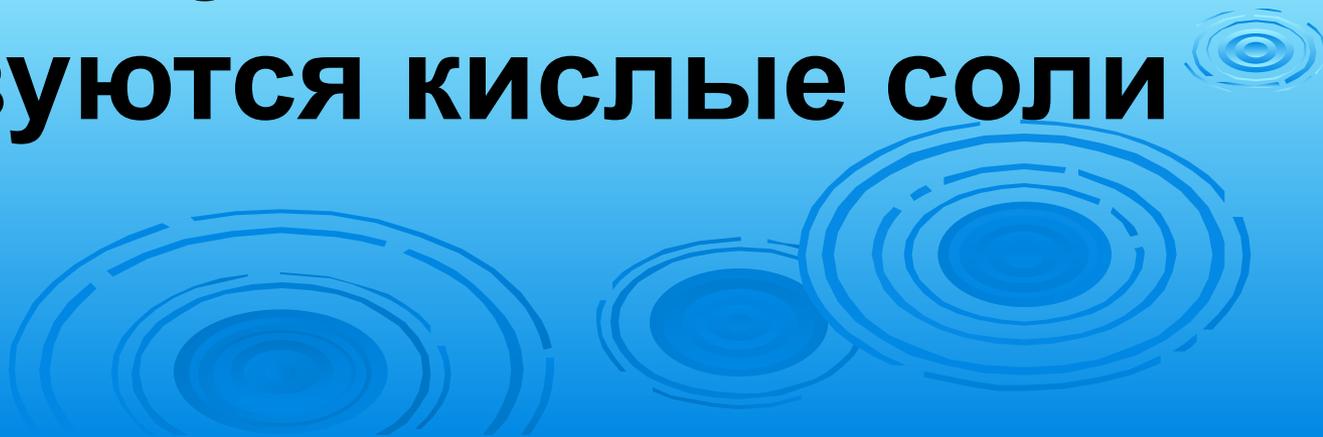
$$\text{pH} = 7$$

Например, NaCl (образована NaOH – сильное основание и HCl – сильная кислота)

Ступенчатый ГИДРОЛИЗ

**1. Соль образована слабой
многоосновной кислотой и
сильным основанием**

**На промежуточных стадиях
образуются кислые соли**



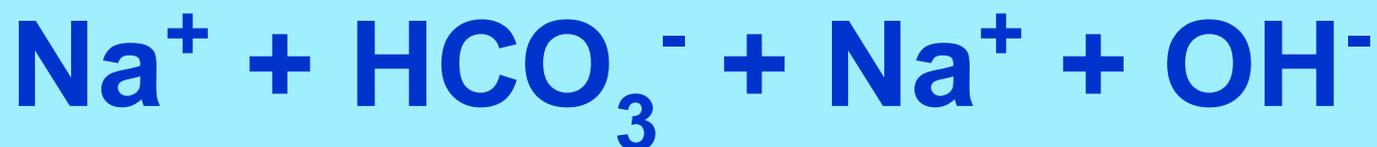
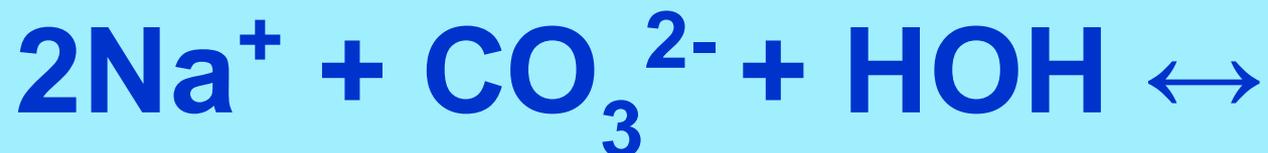
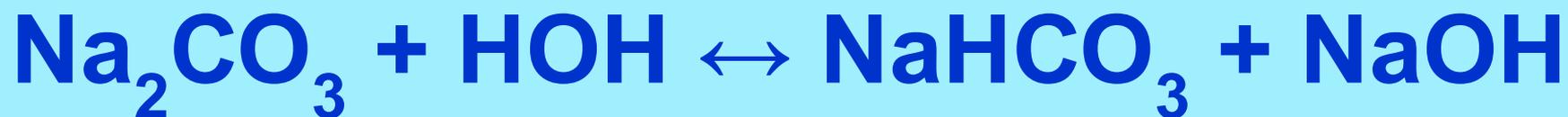
Например, Na_2CO_3 (образована –
 H_2CO_3 - слабая двухосновная
кислота и NaOH – сильное
основание)

На промежуточной стадии
образуется кислая соль
 NaHCO_3

Гидролиз по аниону

$\text{pH} > 7$

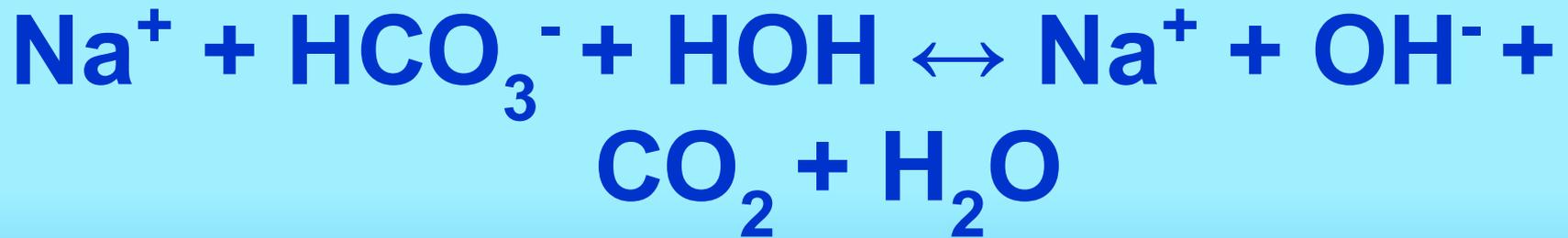
1 стадия:



сокращаем 2Na^+ и получаем:



2 стадия:



сокращаем Na^+ и получаем:



Ступенчатый ГИДРОЛИЗ

**2. Соль образована слабым
МНОГОКИСЛОТНЫМ
основанием и сильной
КИСЛОТОЙ**

**На промежуточных стадиях
образуются основные соли**

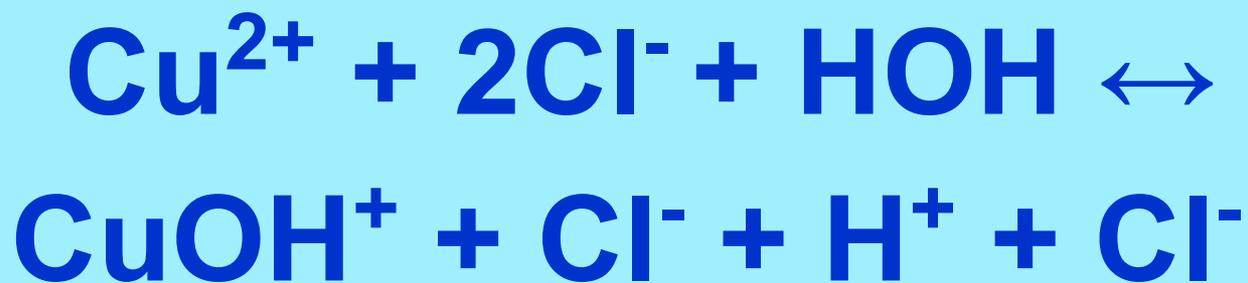
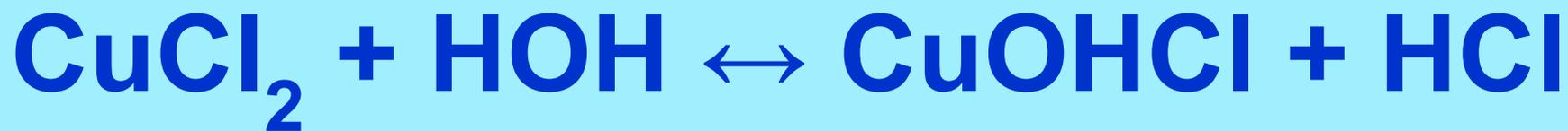
Например, CuCl_2 (образована –
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ - слабое
двухкислотное основание и
 HCl – сильная кислота)

На промежуточной стадии
образуется основная соль
 CuOHCl

Гидролиз по аниону

$\text{pH} < 7$

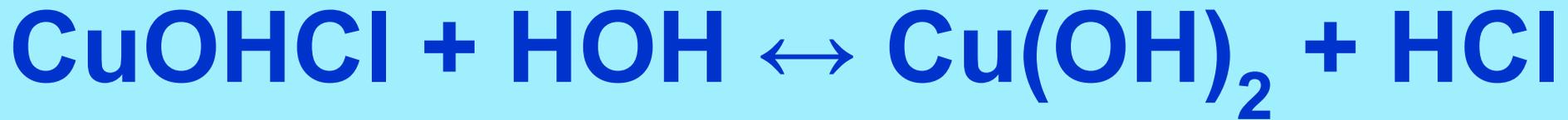
1 стадия:



сокращаем 2Cl⁻ и получаем:



2 стадия:



сокращаем Cl- и получаем:



ГИДРОЛИЗ

Обратимый

Усиливается при:

- нагревании
- разбавлении р-ра
- удалении продуктов гидролиза



ГИДРОЛИЗ

Необратимый

(если продукты нерастворимы
или летучи)



Задание 2.

Составьте ионные уравнения, отвечающие гидролизу:

- - цианида калия,
- - нитрата калия,
- - сульфиды натрия,

Какова реакция раствора в каждом случае?

Задание 2.

Составьте ионные уравнения, отвечающие гидролизу:

- - карбоната калия,
- - хлорида железа (II),
- - сульфата натрия.

Какова реакция раствора в каждом случае?



Задание 2.

Составьте ионные уравнения, отвечающие гидролизу:

- - нитрата свинца,
- - хлорида магния,
- - сульфита натрия,
- - силиката натрия

Какова реакция раствора в каждом случае?