

***ГАОУ СПО «Казанский медицинский колледж»***

***Электронный дидактический материал  
информационного типа на тему:***

**Теория электролитической  
диссоциации. Протолитическая  
теория кислот и оснований.**

***Специальность: «Лабораторная  
диагностика»***

***Дисциплина: «Химия»***

***Преподаватель: Шакурова Н.С.***

**2010 г.**



# Содержание ЭДМ

1. Введение.
2. Требования ГОС.
3. Цели занятия.
4. Электролиты. Неэлектролиты
5. С.Аррениус-основоположник теории электролитической диссоциации
6. Основные положения электролитической диссоциации
7. Гидратация ионов
8. Механизм электролитической диссоциации.
9. Степень диссоциации (ионизации)
10. Сильные и слабые электролиты
11. Факторы, влияющие на диссоциацию
12. Константа диссоциации (ионизации)

# Содержание ЭДМ



13. Диссоциация кислот
14. Диссоциация оснований
15. Диссоциация амфотерных гидроксидов
16. Диссоциация солей
17. Электролитическая диссоциация комплексных и двойных солей
18. Протонная теория кислот и оснований
19. Диссоциация воды. рН
20. Реакции обмена в водных растворах электролитов
21. Ионные реакции и уравнения
22. Термины и определения
23. Литература.

## Введение



Электронный дидактический материал на тему: «**Теория электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований**» предназначен для проведения контроля знаний, практических умений и навыков, самостоятельной работы студентов медицинских училищ и колледжей СМОУ РТ и РФ.

Рекомендации по работе с ЭДМ:

1. Ознакомьтесь с требованиями ГОС по данной теме
2. Изучите информационный материал занятия.
3. Выучите термины и определения.
4. Выполните задания для закрепления знаний по учебнику Ерохин Ю.М. Сборник задач и упражнений - стр.-55 вопросы 1-12; упр.1-14.

# Требования ГОС к уровню подготовки специалистов в области химии для специальности «Лабораторная диагностика»

После изучения темы

«Теория электролитической диссоциации.

Протолитическая теория кислот и оснований».

студент должен **ЗНАТЬ:**

- основные положения теории электролитической диссоциации;
- понятия: электролитическая диссоциация, сильный и слабый электролит, степень и константа диссоциации, кислота и основания Бренстеда;
- роль электролитов в процессах жизнедеятельности организма.




## Цели занятия

***Учебная:*** добиться прочного усвоения системы знаний, формирование практических умений и навыков.

***Развивающая:*** формирование навыков самообразования, самореализации личности и развитие речи, мышления, памяти.

***Воспитательная:*** привитие умений и навыков учебной работы и коллективного труда. Формирование у студентов целостного миропонимания и современного научного мировоззрения.

## Электролиты. Неэлектролиты



**Водные растворы солей, кислот и оснований проводят электрический ток.**  
Аналогично ведут себя расплавы солей и щелочей. В то же время водные растворы и расплавы многих органических веществ, например сахарозы, глюкозы, ацетона, этилового спирта и других, не проводят электрический ток.

## Электролиты. Неэлектролиты



По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

**Электролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.**




# Электролиты. Неэлектролиты

К электролитам относятся *соли, кислоты и основания*. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.



## Электролиты. Неэлектролиты



**Неэлектролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.**

**К неэлектролитам относятся, например, кислород, водород, многие органические вещества.**

**В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи.**

# **С.Аррениус- основоположник теории электролитической диссоциации**



**Сванте  
Аррениус**

**В 1887г. Шведский учёный С.Аррениус для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил теорию электролитической диссоциации. В дальнейшем эта теория была развита многими учёными, в том числе И.А. Каблуковым и В.А. Кистяковским.**

# Основные положения электролитической диссоциации

1. Молекулы электролитов при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы.

**Процесс распада молекул электролитов на ионы в водном растворе или в расплаве называется электролитической диссоциацией или ионизацией.**

## Основные положения электролитической диссоциации

**Ионы — это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд.**

Ионы могут быть

**простые** ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ):

**сложные** ( $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ).



## Основные положения электролитической диссоциации

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (**катоде**), а отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному электроду (**аноду**).



## Основные положения электролитической диссоциации

Положительные ионы называются катионами, отрицательные ионы-анионами.

К катионам относятся ион водорода  $H^+$ , ион аммония  $NH_4^+$ , ионы металлов  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Fe_2^+$ ,  $Fe_3^+$ ,  $Al^{3+}$ , катионы основных солей  $CuOH^+$ ,  $Al(OH)_2^+$ ,  $FeOH^{2+}$

К анионам относятся гидроксид-ион  $OH^-$ , ионы кислотных остатков  $I^-$ ,  $Br^-$ ,  $Cl^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $Cr_2O_7$  ;  
кислых солей  $HCO_3^-$ ,  $H_2PO_4^-$ ,  $H_2PO_4^-$

## Основные положения электролитической диссоциации

3. Диссоциация многих электролитов — процесс обратимый.

Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (ионизация или диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация или моляризация).

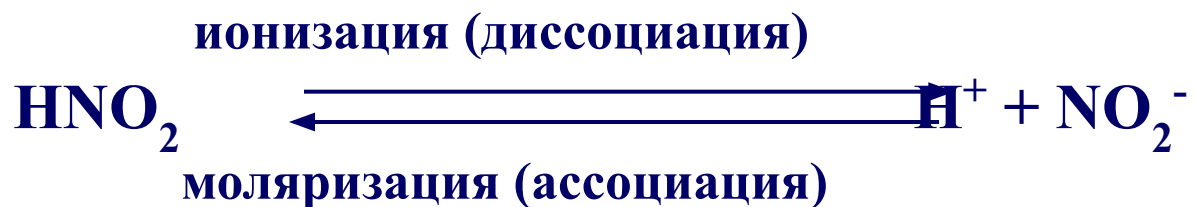
## Основные положения электролитической диссоциации

Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых ставят знак обратимости ( $\rightleftharpoons$ ). В левой части уравнения электролитической диссоциации записывают формулу молекулы электролита, а в правой — формулы образующихся ионов.

# Основные положения электролитической диссоциации

Уравнение диссоциации азотистой кислоты

$\text{HNO}_2$  записывается таким образом:

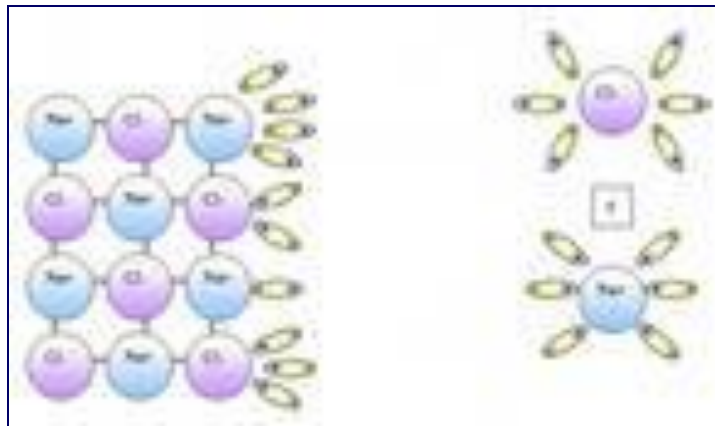


**Общая сумма зарядов катионов равна  
общей сумме зарядов анионов, так как  
растворы и расплавы нейтральны.**



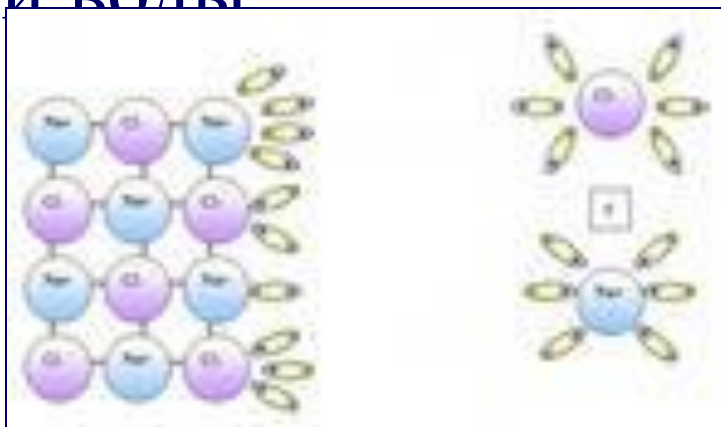
# Гидратация ионов

Электролитическая диссоциация в растворе происходит за счет сложного физико-химического взаимодействия молекул растворителя с электролитом.



# Гидратация ионов

Согласно химической теории растворов Д.И. Менделеева, при растворении веществ в воде происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с молекулами воды



## Гидратация ионов



В результате взаимодействия растворенного вещества с молекулами воды образуются химические соединения - **гидраты**.

И.А. Каблуков развил это положение

Д.И. Менделеева, впервые высказав мысль о возможной гидратации не только молекул, но и ионов, которые особенно склонны к гидратации.

Соединяясь с молекулами воды, ионы становятся **гидратированными** и более устойчивыми.

# Механизм электролитической диссоциации.

## I. Диссоциация электролитов с ионной связью.

При растворении в воде ионных соединений, например, хлорида натрия, его ионы, находящиеся в узлах кристаллической решетки, взаимодействуют с диполями воды. При этом положительные полюсы молекул воды притягиваются к отрицательным хлорид-ионам  $\text{Cl}^-$ , отрицательные полюсы - к положительным ионам натрия  $\text{Na}^+$ .

## Механизм электролитической диссоциации.

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения, которые оказываются прочнее межионных связей в кристалле. В результате связь между ионами в кристалле ослабляется, кристаллическая решетка ионного соединения разрушается, и ионы в гидратированном виде переходят в раствор





# Механизм электролитической диссоциации

## II. Диссоциации электролитов с полярной ковалентной связью.



При растворении в воде веществ  $\text{HCl}$  происходит ориентация диполей воды и возникают междипольные связи.


В результате такого диполь-дипольного взаимодействия изменяется характер химической связи в молекуле  $\text{HCl}$ .

## Механизм электролитической диссоциации

Связь в молекуле электролита становится более полярной, а затем превращается в ионную. Эта связь легко разрывается с образованием гидратированных ионов, которые переходят в раствор.

**Главной причиной диссоциации молекул электролитов на ионы в водных растворах является гидратация ионов.**

## Степень диссоциации (ионизации)



В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы.

Другие электролиты распадаются на ионы частично. Большая часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде.

В растворах таких электролитов одновременно присутствуют ионы и недиссоциированные молекулы растворенного вещества.

## Степень диссоциации (ионизации)

Для количественной характеристики соотношения диссоциированных и недиссоциированных молекул электролита используют понятие

**«степень электролитической диссоциации».**

Степень диссоциации обозначают буквой « $\alpha$ » и часто выражают в процентах, реже в долях единицы.

## Степень диссоциации (ионизации)

**Степень электролитической диссоциации равна отношению числа молекул, которые распались на ионы, к общему числу растворенных молекул электролита:**

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{n}{N},$$

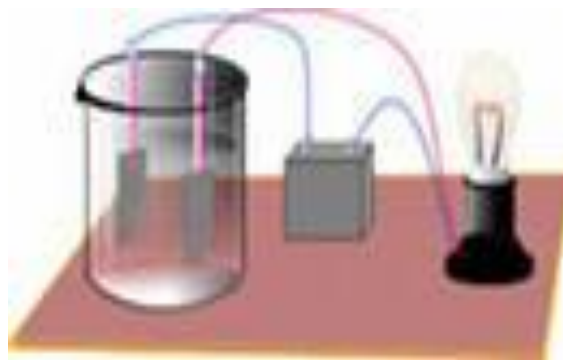
где  $n$  - число молекул, распавшихся на ионы;  
 $N$  - общее число растворенных молекул.



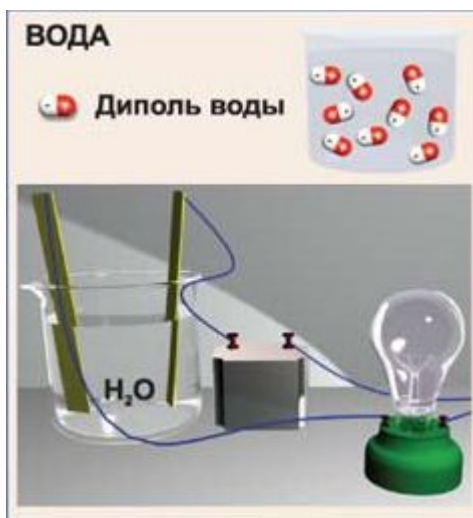
## Степень диссоциации (ионизации)

Степень диссоциации зависит от природы растворителя и природы растворенного вещества.

Одно и то же вещество в одних растворителях может вести себя как электролит, в других — как неэлектролит.



# Степень диссоциации (ионизации)



Молекулы серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  хорошо диссоциируют в воде, слабее в этаноле и совсем не диссоциируют в бензоле.

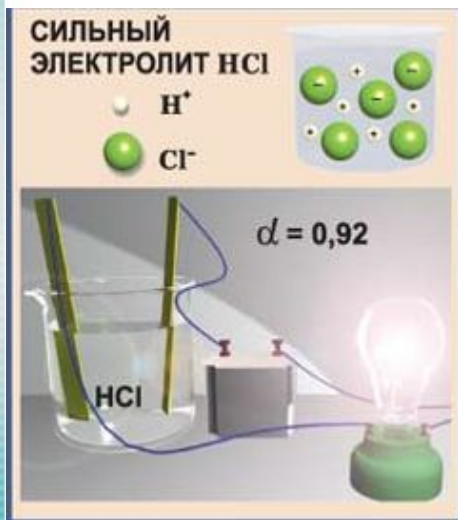
Это объясняется тем, что вода является одним из наиболее полярных растворителей, этанол — слабополярный, а бензол — неполярный растворитель.

# Сильные и слабые электролиты

**Сильные электролиты** — это такие электролиты, для которых степень диссоциации в водных растворах равна 1 (100%).

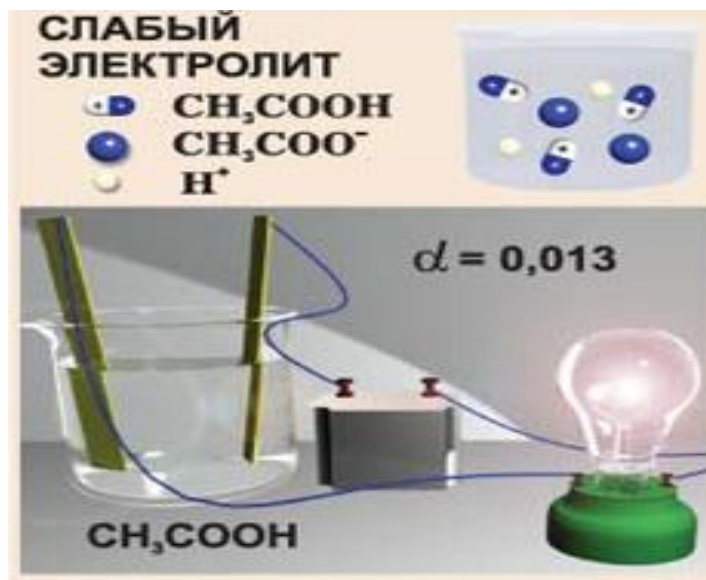
*К сильным электролитам относятся:*

1. Практически все соли;
2. Кислоты -  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ;
3. Щелочи-  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .



# Сильные и слабые электролиты

**Слабые электролиты** — это такие электролиты, для которых степень диссоциации в водных растворах меньше 1 (100%).



## Сильные и слабые электролиты

*К слабым электролитам относятся:*

1. Слабые кислоты -  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  
 $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_3\text{S}$ ,  $\text{HCN}$
2. Слабые малорастворимые в воде основания и амфотерные гидроксиды:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$   $\text{Fe}(\text{OH})_3$   
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$   $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ;
3. Вода  $\text{H}_2\text{O}$ .
4.  $\text{NH}_4\text{OH}$ .



## Сильные и слабые электролиты

Принадлежность вещества к сильным и слабым электролитам нельзя связывать с его растворимостью. Например, хлорид серебра  $\text{AgCl}$  имеет очень низкую растворимость в воде, однако вся растворившаяся соль находится в растворе в виде ионов  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , поэтому  $\text{AgCl}$  относят к числу сильных электролитов.



## Сильные и слабые электролиты



Газ аммиак  $\text{NH}_3$  очень хорошо растворяется в воде, но только часть молекул  $\text{NH}_3$  взаимодействуют с водой с образованием ионов  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{OH}^-$ . Значит гидроксид аммония является слабым электролитом.

## Факторы, влияющие на диссоциацию

**Степень ионизации электролита зависит от его концентрации в растворе.** Разбавление раствора ведет к повышению степени диссоциации электролита, потому что с уменьшением его концентрации уменьшается вероятность встречи ионов в растворе.

Повышение концентрации электролита в растворе понижает степень его ионизации.

## Факторы, влияющие на диссоциацию

**Степень ионизации зависит и от изменения температуры раствора электролита.**

При повышении температуры степень диссоциации электролита увеличивается.



## Факторы, влияющие на диссоциацию

С повышением температуры энергия молекул увеличивается, химическая связь в них ослабляется, что облегчает процесс диссоциации электролитов, то есть их распад на ионы.

И наоборот, понижение температуры уменьшает степень ионизации электролита.

## Факторы, влияющие на диссоциацию

**На степень диссоциации влияет добавление одноименных ионов к раствору слабого электролита.**

Например, если к раствору уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  прилить раствор ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , то равновесие обратимого процесса диссоциации уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$  согласно принципу Ле-Шателье смещается влево. Поэтому степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается.

## Константа диссоциации (ионизации)

Для количественной характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации ( $K$ ). Любая обратимая реакция характеризуется константой равновесия.

В случае диссоциации константу равновесия называют константой диссоциации ( $K_d$ ) или константой ионизации.



## Константа диссоциации (ионизации)

Для слабого электролита общей формулы:



согласно закону действия масс, в состоянии равновесия, константа диссоциации равна:

$$K_{\text{д}} = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_n B_m]}$$

## Константа диссоциации (ионизации)

Величина константы ионизации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа диссоциации, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит. Например:

$$K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2 \cdot 10^{-5};$$

$$K_d(\text{HCN}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 7 \cdot 10^{-10} \text{ при } 25^\circ\text{C}.$$

## **Константа диссоциации (ионизации)**

Из значений констант диссоциации этих кислот видно, что уксусная кислота приблизительно в 30 000 раз сильнее диссоциирует, чем циановодородная кислота.

**Константа диссоциации не зависит от концентрации раствора.**

## Константа диссоциации (ионизации)

**Для любой концентрации раствора электролита величина константы ионизации постоянна, но изменяется с изменением температуры.**

Понятие константы диссоциации для сильных электролитов не имеет смысла, так как в водных растворах они полностью диссоциируют на ионы.

## Диссоциация кислот

**Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов — катионы водорода  $H^+$ .**

Например:  $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$

**Слабые многоосновные кислоты**

**( $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_3PO_4$ ) диссоциируют ступенчато и характеризуются несколькими константами диссоциации.**

## Диссоциация кислот

**Число ступеней диссоциации равно основности слабой кислоты.**

На первой ступени диссоциации сероводородной кислоты:



$$K'_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 6,0 \cdot 10^{-8}$$



## Диссоциация кислот

На второй ступени диссоциации от сложного гидросульфид-иона  $\text{HS}^-$  отщепляется катион водорода  $\text{H}^+$  по уравнению:



$$K_{\text{д}}''(\text{HS}^-) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

## Диссоциация кислот

$$K'_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

$$K''_{\text{д}}(\text{HS}^-) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Сравнение величин  $K'_{\text{д}}$  и  $K''_{\text{д}}$  показывает, что диссоциация по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой.

## Диссоциация оснований

**Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов — гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .**

Например:



## Диссоциация оснований

**Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато и характеризуются несколькими константами диссоциации.**

**Число ступеней диссоциации равно кислотности слабого основания.**

$$K'_{д} = \frac{[\text{PbOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,6 \cdot 10^{-4} (t^\circ = 25^\circ\text{C})$$

## Диссоциация оснований

На второй ступени диссоциации происходит отщепление гидроксид-иона от сложного катиона  $\text{PbOH}^+$



$$K''_{\text{д}} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{PbOH}^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}$$

## Диссоциация амфотерных гидроксидов

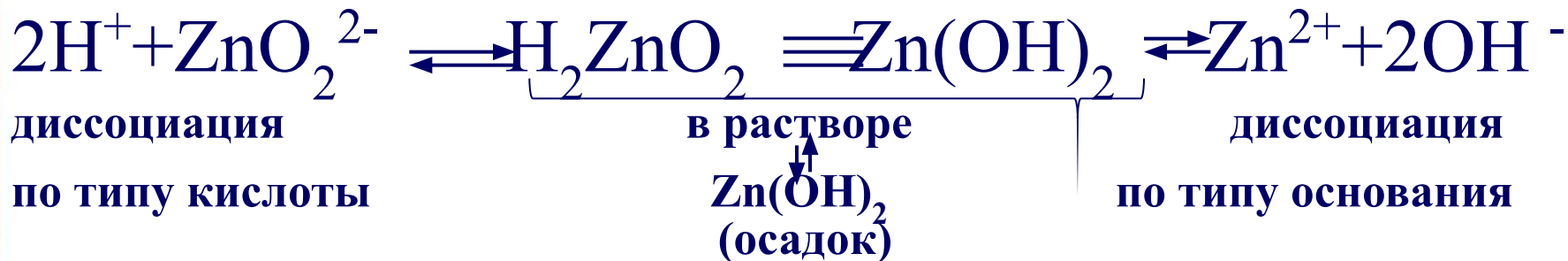
**Амфотерные гидроксиды** могут реагировать и с кислотами, и с основаниями, то есть **имеют двойственные свойства.**

Двойственный характер амфотерных гидроксидов объясняет теория электролитической диссоциации.



# Диссоциация амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды — это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода  $H^+$  и гидроксид-анионы  $OH^-$ , т. е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.



## Диссоциация солей

**Нормальные соли — сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.**

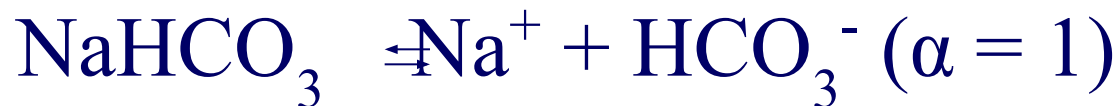
Например:



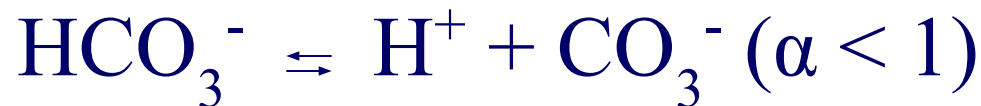
## Диссоциация солей

**Кислые соли — сильные электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток.**

Например:



Гидрокарбонат-ион в незначительной степени диссоциирует по уравнению:



## Диссоциация солей

**В водных растворах кислых солей  
содержатся следующие ионы:**

**катионы металла  $Me^{n+}$ ,**

**катионы водорода  $H^+$ ,**

**сложные анионы,**

**содержащие атомы водорода и анионы**

**кислотного остатка  $A^{x-}$ .**

## Диссоциация солей

**Основные соли — электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп  $\text{OH}^-$ .**



## Диссоциация солей

Основные соли, как и кислые соли, сначала диссоциируют как сильные электролиты. Незначительно диссоциируют сложные ионы.

**В водных растворах основных солей находятся ионы: катионы металла  $Me^{n+}$ , сложные катионы, содержащие гидроксогруппы, анионы кислотного остатка  $Ac^{x-}$  и анионы гидроксогрупп  $OH^-$ .**



## Электролитическая диссоциация комплексных и двойных солей

Электролитическая диссоциация комплексных солей в водных растворах происходит по двум ступеням.

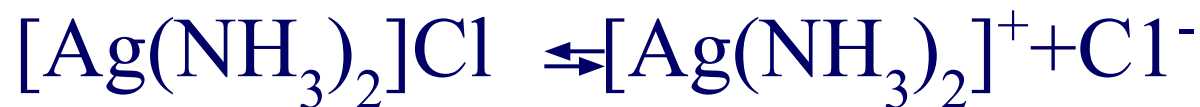
**I ступень:** диссоциация на комплексный и простой ионы с сохранением внутренней сферы комплекса.

**II ступень:** диссоциация внутренней сферы, приводящая к разрушению комплекса.

## Электролитическая диссоциация комплексных и двойных солей

Диссоциация по первой ступени происходит по типу диссоциации сильных электролитов, а диссоциация комплексного иона — по типу диссоциации слабых электролитов.

Например:

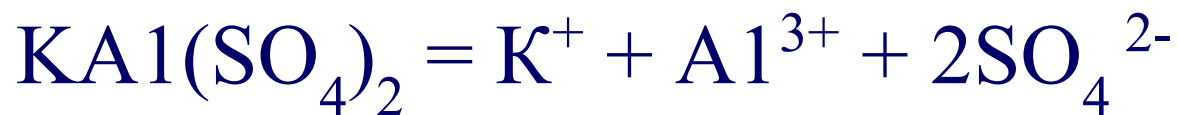


(сильный электролит)




## Электролитическая диссоциация комплексных и двойных солей

**Двойные соли** могут существовать только в твердом виде, так как в водном растворе они диссоциируют на катионы двух металлов (или аммония) и анионы кислотного остатка:



# Протонная теория кислот и оснований

A ball-and-stick molecular model showing several atoms connected by bonds, rendered in a light blue and white color scheme, positioned behind the title text.

В 1923 г. И. Бренстед и Т. Лоури разработали протонную теорию кислот и оснований.

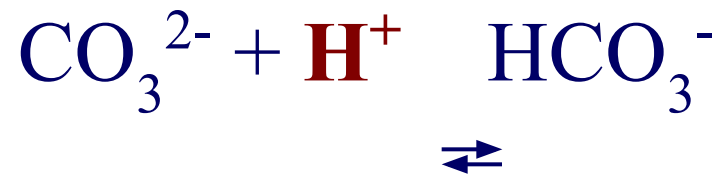
**Кислотой называют всякое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны отдавать протон, т. е. быть донором протонов;**

**основанием называют всякое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны присоединять протоны, т.е. быть акцептором протонов.**

# Протонная теория кислот и оснований

Определения кислот и оснований позволяют включать в их число не только молекулы, но и ионы.

Например, карбонат-ион согласно протонной теории является основанием, так как в водном растворе он присоединяет протон:



# Протонная теория кислот и оснований

Согласно протонной теории кислоты подразделяют на три типа:

1) нейтральные кислоты, например



2) катионные кислоты, представляющие собой положительные ионы, например  $\text{NH}_4^+$   $\text{H}_3\text{O}^+$ :





# Протонная теория кислот и оснований

3) анионные кислоты, представляющие собой отрицательные ионы, например  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_3^{2-}$



Подобного типа классификация имеется и для оснований:

1) нейтральные основания, например  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$



# Протонная теория кислот и оснований

2) анионные основания, представляющие собой отрицательные ионы, например:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{OH}^-$ :



3) катионные основания, представляющие собой положительные ионы, например  $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_3^+$ .

# Протонная теория кислот и оснований

Растворители типа воды, жидкого аммиака, а также анионы многоосновных кислот, которые могут быть и донорами и акцепторами протонов, являются амфолитами.

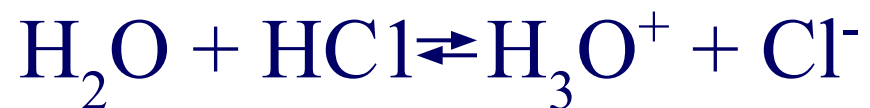
Например, в реакции



молекула воды отдает протон и является кислотой.

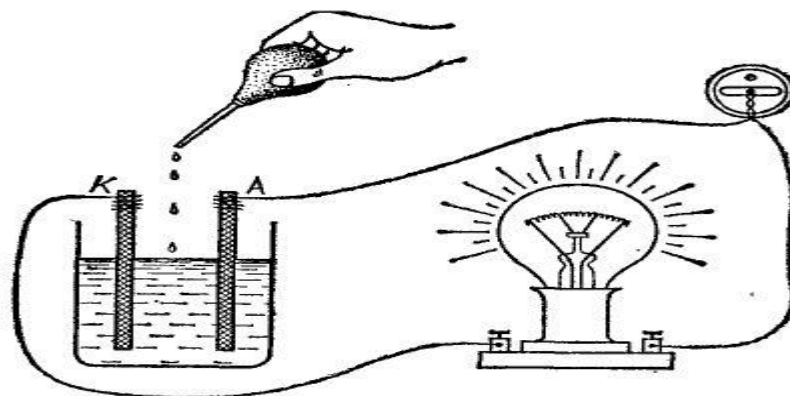
# Протонная теория кислот и оснований

В реакции



молекула воды присоединяет протон и является основанием.

Таким образом вода — типичный амфолит.



# Протонная теория кислот и оснований

Процесс диссоциации (ионизации) вещества происходит в контакте с растворителем. При этом растворитель выполняет функцию кислоты или функции основания. Например, при растворении аммиака вода — кислота



При растворении водородфторида вода — основание

$$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

# Протонная теория кислот и оснований

Если сродство к протону у растворителя больше, чем у растворенного вещества, то растворитель выступает как основание (сродство к протону  $\text{H}_2\text{O}$  больше сродства к протону  $\text{HF}$ ), а если оно меньше — как кислота (сродство к протону  $\text{H}_2\text{O}$  меньше сродства к протону  $\text{NH}_3$ ).





# Протонная теория кислот и оснований

Согласно протонной теории, отдавая протон, кислота превращается в основание, которое называют сопряженным этой кислоте:



т. е. каждой кислоте соответствует сопряженное основание. Наоборот, основание, присоединяя протон, превращается в сопряженную кислоту:




## Кислотно - основное равновесие

Протон в растворах не существует в свободном виде, кислота может отдать протон только основанию, которой приняв протон, становится кислотой. Поэтому, согласно протонной теории имеет место кислотно-основное (КО) равновесие, обусловленное переносом протона (сумма процессов I и II по Гессу):



## Кислотно - основное равновесие



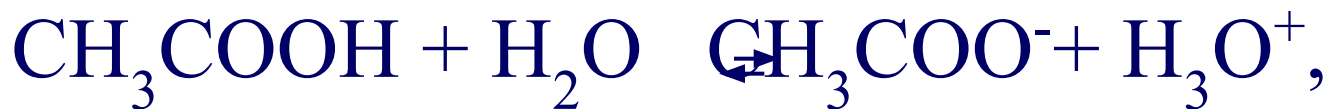
Для краткости обратимый процесс кислотно-основного взаимодействия называют КО-равновесием.

Реакции нейтрализации, ионизации, гидролиза с точки зрения протонной теории являются частными случаями

КО-равновесий.

# Кислотно - основное равновесие

## Реакция I типа



протекающая в прямом направлении,  
представляет ионизацию уксусной кислоты,  
в обратном же направлении —  
нейтрализацию какого-либо ацетата,  
например, натрий ацетата сильной  
кислотой.

# Кислотно - основное равновесие

## Реакция II типа



направлении, показывает гидролиз какой-либо соли аммония, а в обратном направлении — нейтрализацию аммиака сильной кислотой. В этих

кислотно-основных равновесиях вода играет роль основания.

Чтобы продолжить, освободите колбу

$$2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

## Кислотно - основное равновесие

Будучи амфолитом в других кислотно-основных равновесиях, она может выполнять и роль кислоты, например:



Здесь прямая реакция кислотно-основного равновесия представляет гидролиз ацетата, а обратная — реакцию нейтрализации уксусной кислоты сильным основанием.

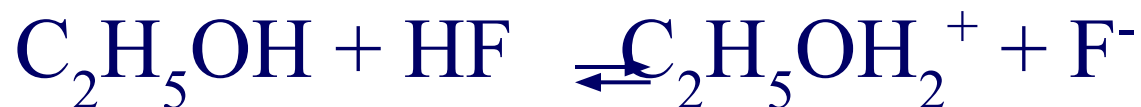


## Кислотно - основное равновесие


Протолитические кислотно-основные равновесия **III типа** могут иметь место не только в воде, но и в других растворителях, например, в жидком аммиаке:



в безводном HF:



## Кислотно - основное равновесие



Теория Бренстеда, как и теория Аррениуса, не применима к веществам, проявляющим функцию кислоты, но не содержащих водорода, например, галогенидам бора, алюминия, кремния, олова.

Поэтому более общей является электронная теория кислот и оснований Льюиса.


## Диссоциация воды. рН

Вода как слабый электролит в незначительной степени диссоциирует на ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , которые находятся в равновесии с недиссоциированными молекулами



Опытом установлено, что в 1 л воды при комнатной температуре ( $22^\circ\text{C}$ ) диссоциации подвергаются лишь  $10^{-7}$  моль и при этом образуется  $10^{-7}$  моль/л ионов  $\text{H}^+$  и  $10^{-7}$  моль/л ионов  $\text{OH}^-$ .

## Диссоциация воды. рН



Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называется ионным произведением воды (обозначается  $K_{\text{в}}$ ).

При определенной температуре  $K_{\text{в}}$  — величина постоянная.

Численное значение его при температуре 22°C равно  $10^{-14}$ :

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

## Диссоциация воды. рН

Из постоянства произведения  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  следует, что при увеличении концентрации одного из ионов воды соответственно уменьшается концентрация другого иона.

Это позволяет вычислять концентрацию  $H^+$ -ионов, если известна концентрация гидроксид-ионов  $OH^-$ , и наоборот.

Если в водном растворе  $[H^+] = 10^{-3}$  моль/л, то  $[OH^-]$  определяется так:

$$[OH^-] = \frac{K_B}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

## Диссоциация воды. рН

Концентрацию водородных ионов принято выражать через водородный показатель и обозначать символом рН .


*Водородным показателем рН называется отрицательный десятичный логарифм концентрации водородных ионов:*

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

где  $[\text{H}^+]$  концентрация ионов водорода, моль/л.




## Диссоциация воды. рН

A faint, semi-transparent molecular model of water is visible in the background of the title bar. It shows a central oxygen atom (red) bonded to two hydrogen atoms (white) in a bent configuration.

С помощью рН реакция растворов характеризуется так: нейтральная рН =7, кислая рН < 7, щелочная рН > 7.

Чем меньше рН, тем больше концентрация ионов  $H^+$  т. е. выше кислотность среды; и наоборот, чем больше рН, тем меньше концентрация ионов  $H^+$ , т. е. выше щелочность среды.

## Диссоциация воды. рН



Существуют различные методы измерения рН. Качественно реакцию среды и рН водных растворов определяют с помощью индикаторов.

*Индикаторами называются вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды раствора, т. е. рН раствора.*

На практике применяют индикаторы лакмус, метиловый оранжевый (метилоранж) и фенолфталеин.

## Реакции обмена в водных растворах электролитов

Многие химические реакции протекают в водных растворах. Если в этих реакциях участвуют электролиты, то следует учитывать, что они находятся в водном растворе в диссоциированном состоянии, т. е. или только в виде ионов (сильные электролиты) и частично в виде молекул (слабые электролиты).

## **Реакции обмена в водных растворах электролитов**

**Реакции между водными растворами электролитов — это реакции, в которых участвуют ионы. Поэтому такие реакции называются ионными реакциями.**

**Эти реакции возможны только в том случае, если между ионами происходит химическое взаимодействие.**

## Реакции обмена в водных растворах электролитов

Ионы одного электролита связываются с ионами другого электролита с образованием:

- а) нерастворимого вещества;
- б) газообразного вещества;
- в) малодиссоциирующего вещества (слабый электролит).
- г) комплексного соединения.

## Ионные реакции и уравнения

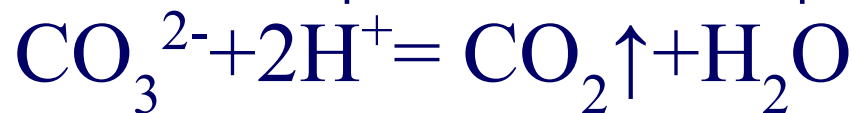
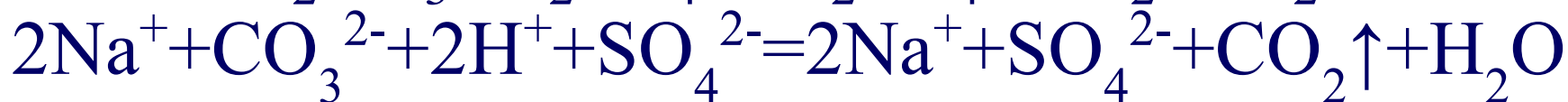
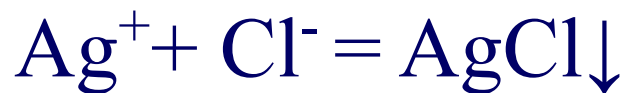
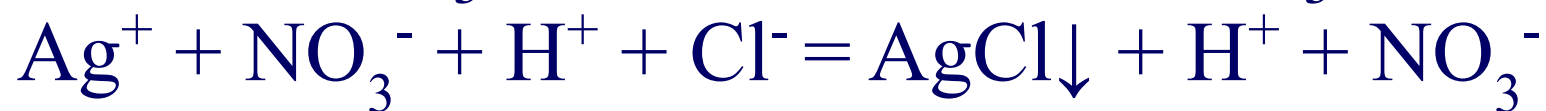
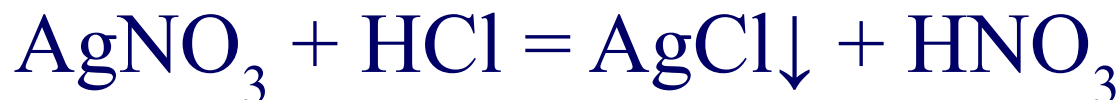
A ball-and-stick molecular model showing several atoms connected by bonds, rendered in a semi-transparent blue style. It is positioned in the background of the title bar.

При составлении ионных уравнений реакций следует руководствоваться тем, что вещества малодиссоциированные, малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные изображаются в молекулярной форме.



# Ионные реакции и уравнения

Сильные растворимые электролиты, как полностью диссоциированные, пишутся в виде ионов. Например:



## Термины и определения

**Гидратация-** взаимодействие веществ с водой, характеризующееся тем, что молекула воды присоединяется к исходной частице полностью.

**Гидраты-** соединения, образовавшиеся в процессе присоединения воды к молекулам, атомам или ионам.

**Диполь-дипольное взаимодействие-** взаимодействие между противоположно заряженными концами двух полярных связей или двух полярных молекул.

# Термины и определения



**Диссоциация электролитическая (ионизация)**-распад электролитов растворах или расплавах на составляющие их ионы.

**Ионизация**-процесс образования ионов из нейтральных частиц атомов, радикалов, молекул.

**Ионы**- электрически заряженные атомы ( простые атомы) или группы атомов(комплексные или многоатомные ионы).

## Термины и определения

**Сольватация** - взаимодействие частиц (молекул и ионов).

**Электроды**- твердые фазы, характеризующиеся электрической проводимостью и находящиеся в контакте с электролитом.

**Электролит**- вещество, водный раствор или расплав которого проводит электрический ток.

# Литература

1. Л.М. Пустовалова, И.Е. Никанорова.  
Общая химия – Ростов-на-Дону: Феникс, 2005г.
2. Ершов, В. А.  
Общая химия. Биофизическая химия: учеб. для  
вузов-3-е изд.-М.: высш. шк., 2002.
3. Бабков А.В.  
Химия: учебник для студ. сред.мед. учеб.  
заведений.-М.: издательский центр «Академия»,  
2003г.

## Литература



4. Барковский Е.В.

Аналитическая химия: учеб. пособие- Мн.: высш. шк.,  
2004г.

5. Глинка Н.Л.

Общая химия. Учебное пособие.-Интеграл-пресс.-2008  
г.

6. Хаускофт К., Констебл Э.

Современный курс общей химии. В 2-х т. пер. с англ.  
М: Мир, 2002г.

7. Слесарев В.И.

Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов. – 3-  
е изд., испр. – СПб: Химиздат, 2005.