

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.

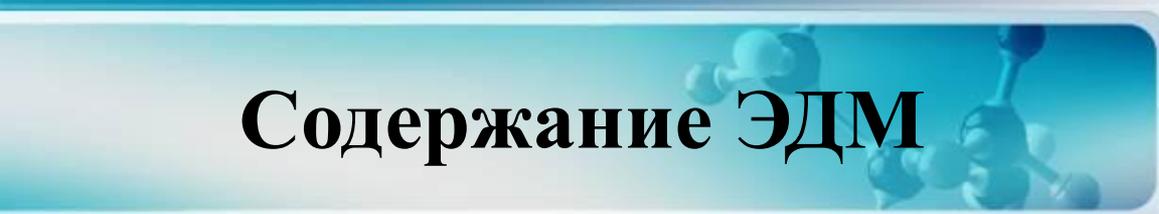
2010 г.



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 (Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cl^-):

сложные (SO_3^{2-} , NH_4^+ , SO_4^{2-} , 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

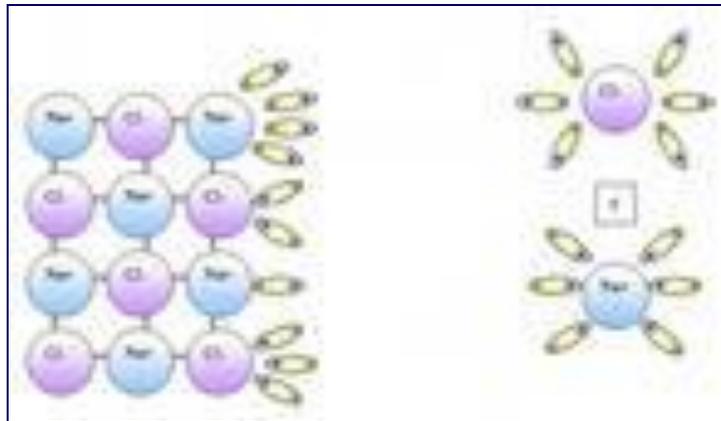
HNO_2 записывается таким образом:



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

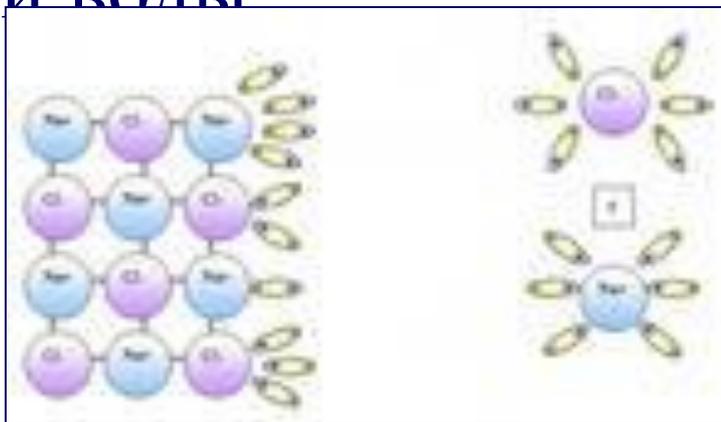
Гидратация ионов

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 Cl^- , отрицательные полюсы - к положительным ионам натрия 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 НС1 происходит ориентация диполей воды и возникают междипольные связи.

В результате такого диполь-дипольного взаимодействия изменяется характер химической связи в молекуле НС1 .

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 « α » 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:

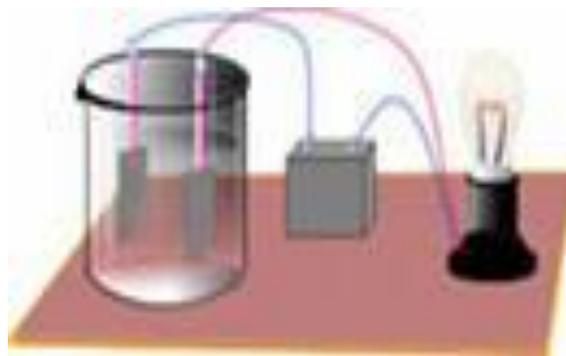
$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad \alpha = \frac{n}{N},$$

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

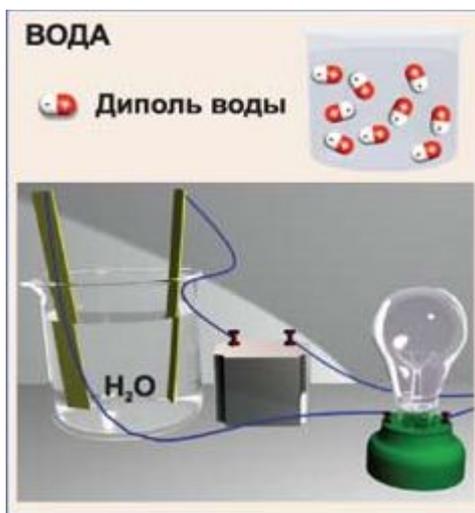
Степень диссоциации (ионизации)

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 H_2SO_4 хорошо диссоциируют в воде, слабее в этаноле и совсем не диссоциируют в бензоле.

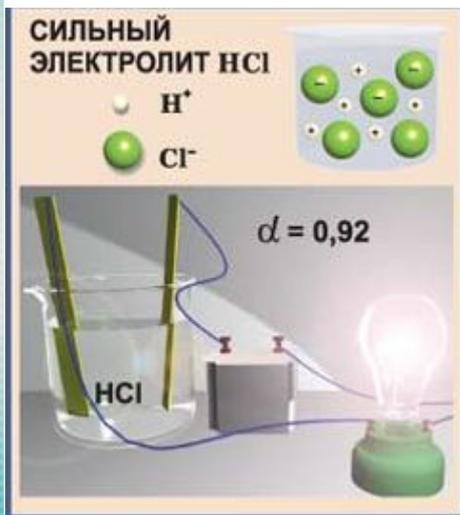
Это объясняется тем, что вода является одним из наиболее полярных растворителей, этанол — слабополярный, а бензол — неполярный растворитель.

Сильные и слабые электролиты

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

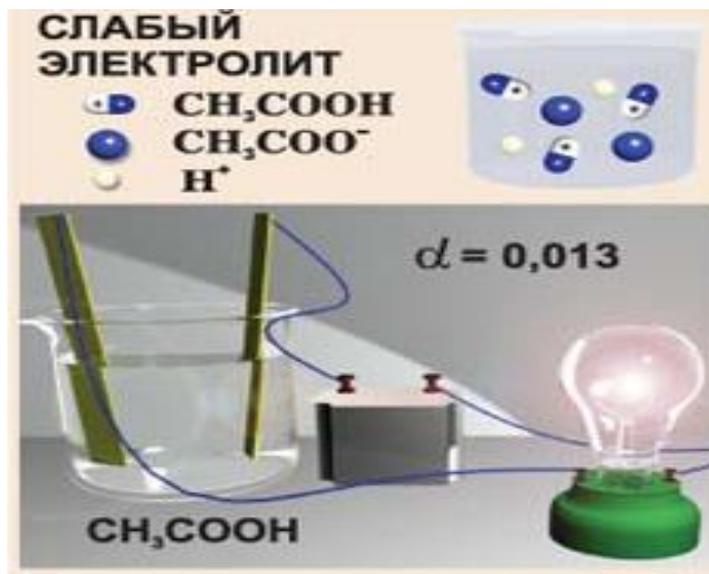
К сильным электролитам относятся:

1. Практически все соли;
2. Кислоты - HClO_4 , HClO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HI , HBr , HCl , H_2CrO_4 ;
3. Щелочи- LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , 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 - HClO_2 , HClO , HNO_2 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HF , H_3BO_3 , CH_3COOH , H_3S , 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 H_2O .
4. NH_4OH .

Сильные и слабые электролиты

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

Сильные и слабые электролиты



Газ аммиак NH_3 очень хорошо растворяется в воде, но только часть молекул NH_3 взаимодействуют с водой с образованием ионов NH_4^+ и 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 CH_3COOH прилить раствор ацетата натрия CH_3COONa , 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 HS^- отщепляется катион водорода 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 OH^- .

Например:



Диссоциация оснований

Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато и характеризуются несколькими константами диссоциации.

Число ступеней диссоциации равно кислотности слабого основания.

$$K'_{д1} = \frac{[\text{PbOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,6 \cdot 10^{-4} (t^\circ = 25^\circ\text{C})$$

Диссоциация оснований

На второй ступени диссоциации происходит отщепление гидроксид-иона от сложного катиона PbOH^+



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

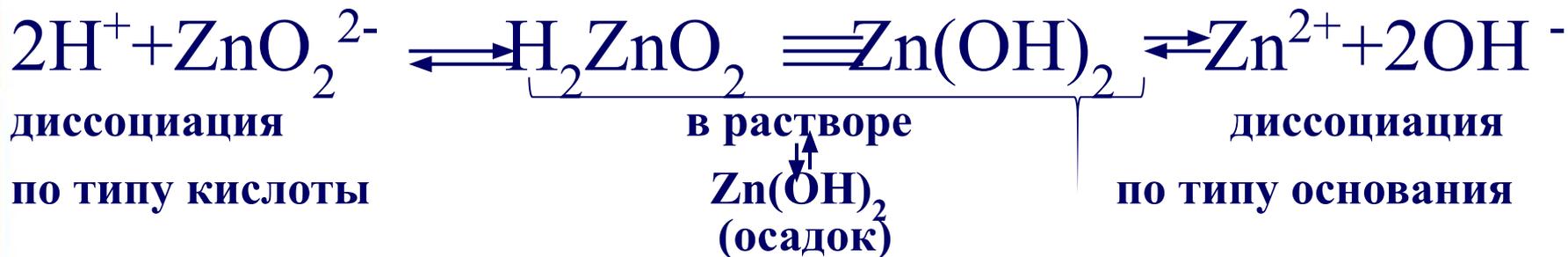
Диссоциация амфотерных гидроксидов

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.

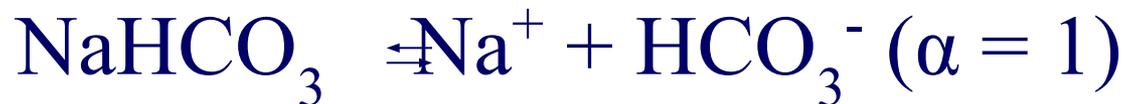
Например:



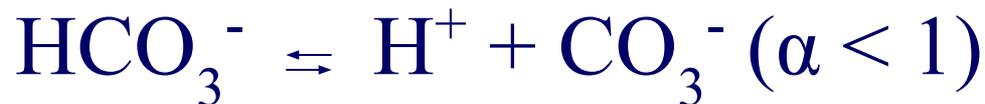
Диссоциация солей

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 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.

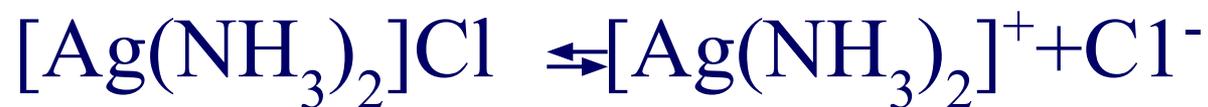
I ступень: диссоциация на комплексный и простой ионы с сохранением внутренней сферы комплекса.

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:

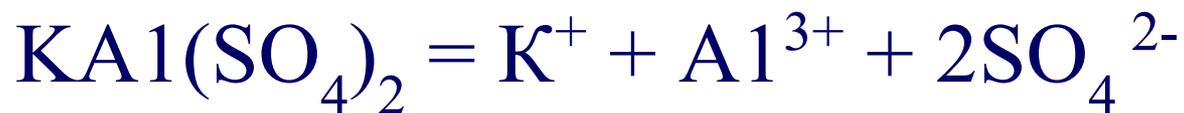


(сильный электролит)



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



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

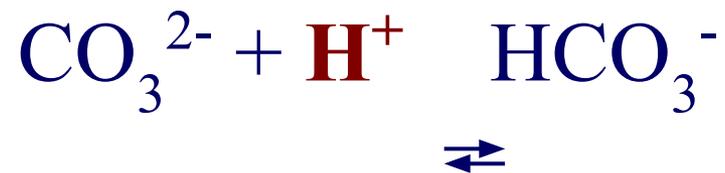
Кислотой называют всякое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны отдавать протон, т. е. быть донором протонов;

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 NH_4^+ H_3O^+ :



Протонная теория кислот и оснований

3) анионные кислоты, представляющие собой отрицательные ионы, например HSO_4^- , H_2PO_4^- , $\text{H}_2\text{PO}_3^{2-}$



Подобного типа классификация имеется и для оснований:

1) нейтральные основания, например HCl , NH_3 , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$



Протонная теория кислот и оснований

2) анионные основания, представляющие собой отрицательные ионы, например: Cl^- , CH_3COO^- , 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.

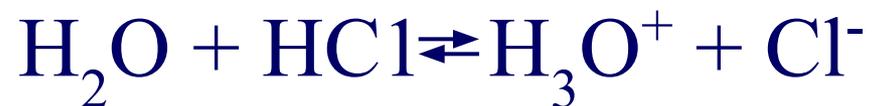
Например, в реакции



молекула воды отдает протон и является кислотой.

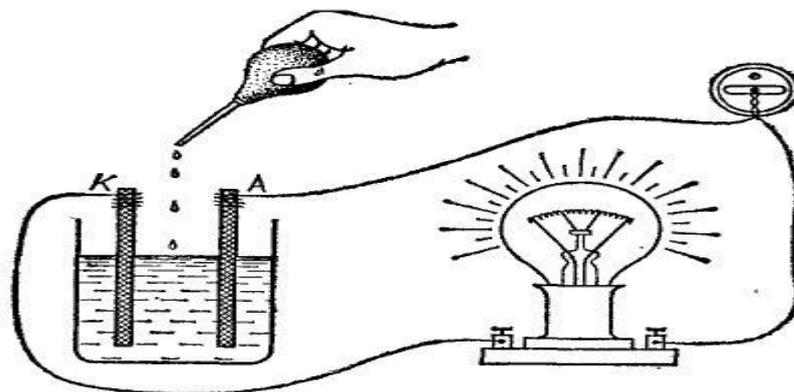
Протонная теория кислот и оснований

В реакции



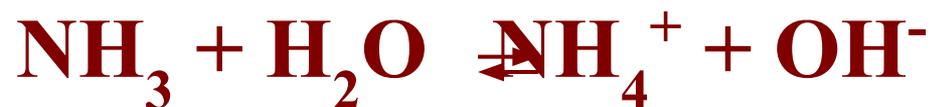
молекула воды присоединяет протон и является основанием.

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 H_2O больше сродства к протону HF), а если оно меньше — как кислота (сродство к протону H_2O меньше сродства к протону 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

A ball-and-stick molecular model showing a central atom bonded to several other atoms, likely representing a chemical structure related to acid-base equilibrium.

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 H^+ и OH^- , которые находятся в равновесии с недиссоциированными молекулами



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

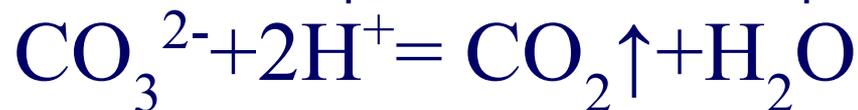
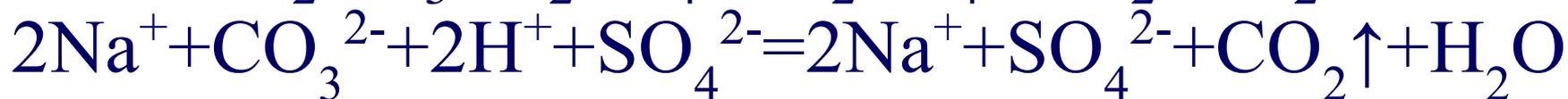
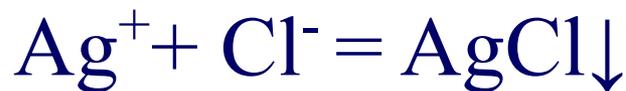
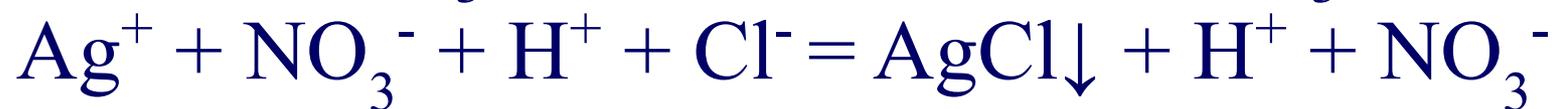
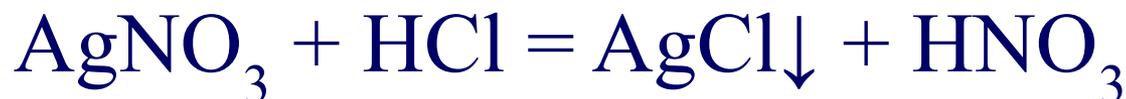
Ионные реакции и уравнения

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.