

ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«КРАСНОЯРСКИЙ МЕДИКО-ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ И СОЦИАЛЬНОГО РАЗВИТИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Лекция №5

«Электролитическая диссоциация. Протолитическая теория кислот и оснований»

Разработал: Струкова Л.В.- преподаватель химии и ТЛР

Красноярск, 2019

План:

1. Основные положения теории электролитической диссоциации
2. Механизм электролитической диссоциации (самостоятельно)
3. Степень и константа электролитической диссоциации.
4. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде
5. Реакции обмена в водных растворах электролитов
6. Диссоциация воды. Водородный показатель
7. Буферные растворы и их состав
8. Протолитическая (протонная) теория кислот и оснований.

1. Основные положения теории электролитической диссоциации



Фарадей Майкл

22. IX.1791 – 25.VIII. 1867

Английский физик и химик.

В первой половине 19 в. ввел понятие об электролитах и неэлектролитах.

Вещества

Электролиты

Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток

Неэлектролиты

Вещества, водные растворы или расплавы которых *не* проводят электрический ток

Электролиты



Тип химической связи:

- ионная,
- ковалентная сильно полярная



Соли, кислоты, основания

нр: NaCl , H_2SO_4 , NaOH

Неэлектролиты



Тип химической связи:

- ковалентная неполярная ,
- ковалентная малополярная



Кислород O_2 , азот N_2 , водород H_2
многие органические вещества – спирты,
глюкоза, сахароза, бензол и др.



Сванте Август Аррениус- 1859 – 1927 г.г.

Шведский физико-химик.

Автор теории электролитической диссоциации (1887 г.)

В 1903 г. награжден Нобелевской премией.

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

Ионы

- это атомы или группы атомов, имеющие заряд

Катионы

- положительно заряженные
ионы

Пр: H^+ , NH_4^+ , Na^+ , Cu^{2+} , Al^{3+}

Анионы

- отрицательно заряженные ионы

Пр: OH^- , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}

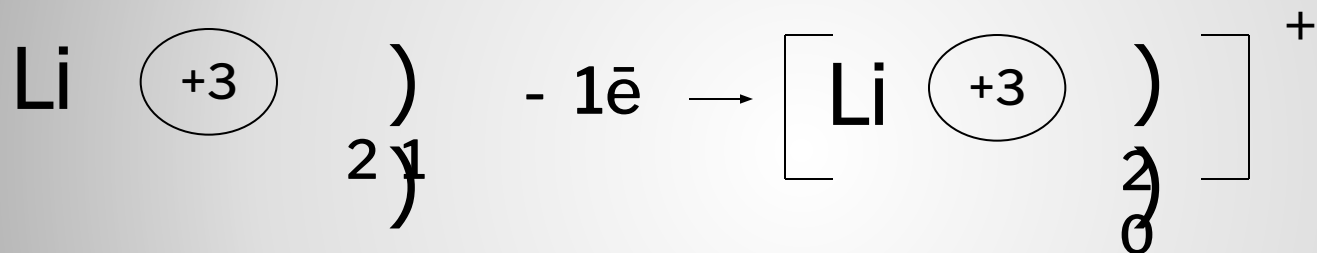
2. Диссоциация – процесс обратимый. Процесс соединения ионов в молекулы называется **ассоциацией** (или моляризацией).

Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости (\leftrightarrow).

Например,



3. Ионы и атомы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по строению и свойствам.



4. Ионы вступают во взаимодействие друг с другом – реакции ионного обмена.

3. Степень и константа электролитической диссоциации

Степень электролитической диссоциации

– число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы.

α = число молекул, распавшихся на ионы / общее число растворенных молекул

Степень диссоциации (α) зависит от

- природы растворяемого вещества и растворителя.
- концентрации раствора. При разбавлении раствора, α ↑
- температуры. При ↑ температуры степень диссоциации, как правило, ↑

Сильные электролиты ($\alpha \rightarrow 1$ или 100%)

- 1) соли
- 2) сильные кислоты (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , HClO_4 , HClO_3 , HBr , HI и др.)
- 3) щелочи (NaOH , KOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и др.)

Слабые электролиты ($\alpha \rightarrow 0$)

- 1) вода
- 2) слабые кислоты (H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , HCN , HF , CH_3COOH и др.)
- 3) нерастворимые в воде основания ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.)
- 4) гидроксид аммония NH_4OH

Константа диссоциации (K_d) характеризует способность слабого электролита диссоциировать на ионы.

Чем $> K_d$, тем легче электролит распадается на ионы.

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

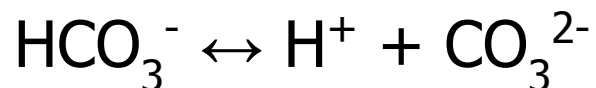
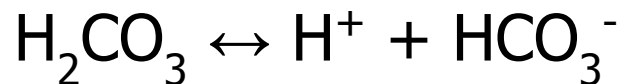
4. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде

Кислоты – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода H^+

Уравнение электролитической диссоциации сильных кислот:



Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

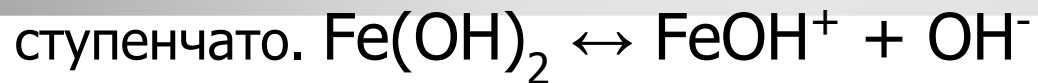


Основания - электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов - гидроксид-ионы OH^- .

Уравнение диссоциации сильных оснований (щелочей)



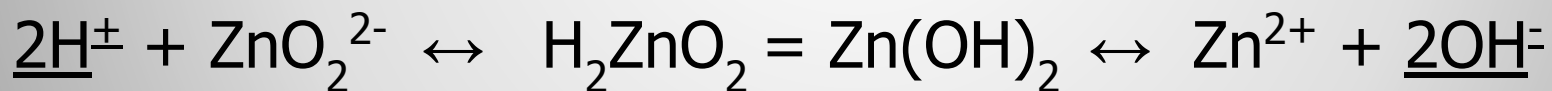
Слабые многокислотные основания диссоциируют



$$K_1 > K_2$$

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.

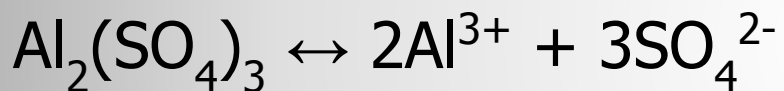
Уравнение электролитической диссоциации гидроксида цинка $Zn(OH)_2$ (без учета её ступенчатого характера)



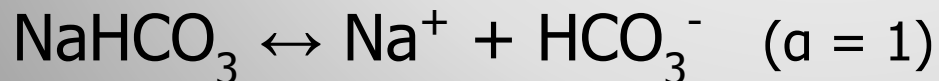
по типу кислоты

по типу основания

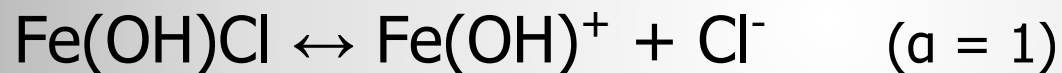
Средние (нормальные) соли – сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотного остатка.



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



Основные соли – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп OH^- .



5. Реакции обмена в водных растворах электролитов

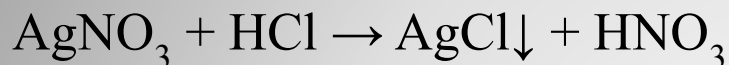
Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

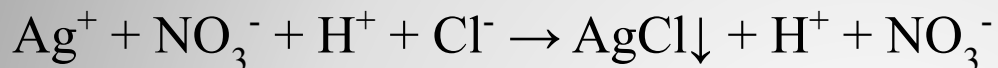
- 1) образование малорастворимых веществ (осадки ↓)
- 2) образование газообразных или летучих веществ (↑)
- 3) образование малодиссоциирующих веществ - слабых электролитов (например, воды H_2O)

1. Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в

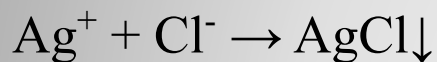
осадок



молекулярное уравнение



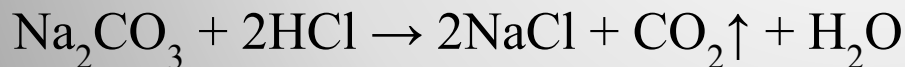
полное ионное уравнение



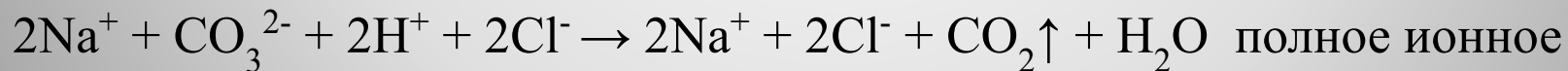
сокращенное ионное уравнение

2. Реакции, протекающие с образованием газообразных или летучих

веществ



молекулярное уравнение

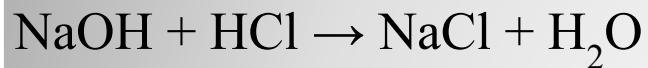


полное ионное

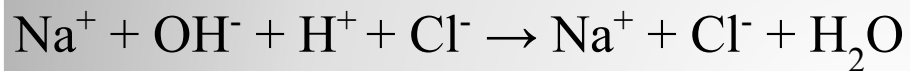


сокращенное ионное

3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ – слабых электролитов



молекулярное уравнение



полное ионное уравнение

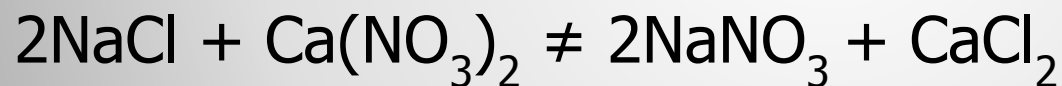


сокращенное ионное уравнение

Обратите внимание!

Если исходными веществами реакций обмена являются сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие реакции не протекают.

Например,

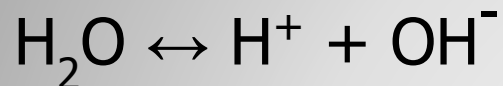


Водородный показатель pH - это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода H^+

$$pH = - \lg [H^+]$$

- Если $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л , то $pH = - \lg 10^{-7} = 7$
среда раствора нейтральная
- Если $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л, то $pH > 7$
среда раствора щелочная
- Если $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, то $pH < 7$
среда раствор кислая

6. Диссоциация воды. Водородный показатель

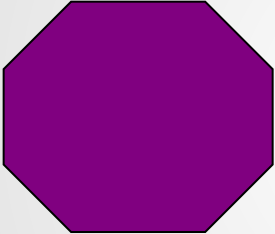
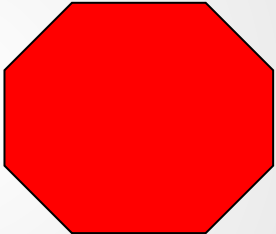
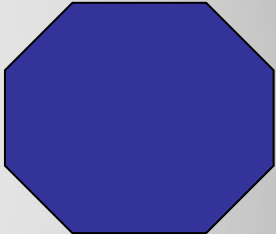
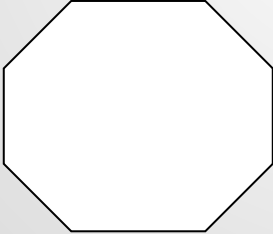
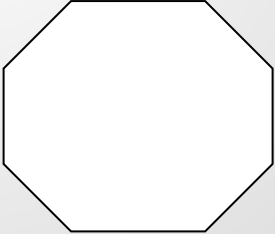
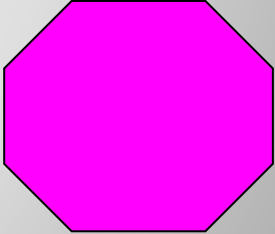
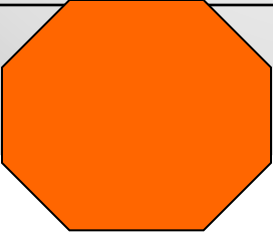
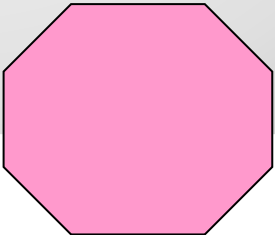
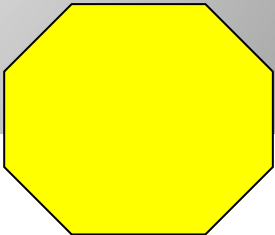


При 25⁰С $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- называется **ионным произведением воды ($K_{\text{H}_2\text{O}}$)**

Изменение цвета индикаторов в различных средах

Индикаторы	Нейтральная среда $\text{pH} = 7$	Кислая среда $\text{pH} < 7$	Щелочная среда $\text{pH} > 7$
лакмус			
фенолфталеин			
метилоранж			

7. Буферные растворы и их состав

Буферные растворы (синоним: буферные смеси, буферные системы, буферы) — растворы, с определенной концентрацией ионов H^+ и OH^- , которые они стремятся сохранить при добавлении небольшого количества кислоты или щелочи, или разбавлении.

Типы буферных растворов по составу

Кислотные буферные растворы = раствор слабой кислоты + её соль, образованная сильным основанием, например, ацетатный буфер $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

Основные буферные растворы = раствор слабого основания + его соль, образованная сильной кислотой, например, аммонийный буфер $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$

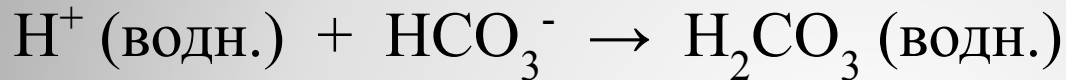
Буфер кислых солей разной основности, например, фосфатный буфер $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$

За единицу **буферной емкости** условно принимают емкость такого буферного раствора, для изменения рН которого на единицу требуется добавить 1 *моль* сильной кислоты или сильной щелочи на 1 л раствора.

- буферная емкость находится в прямой зависимости от концентрации: чем концентрированнее раствор, тем больше его буферная емкость.

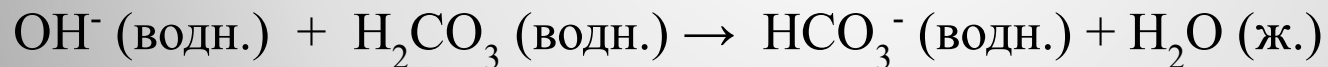
Буфер крови = угольная кислота H_2CO_3 + гидрокарбонат натрия NaHCO_3 .

Добавление кислоты:



добавленная кислота гидрокарбонат-ион,
действующий как основание

Добавление основания:



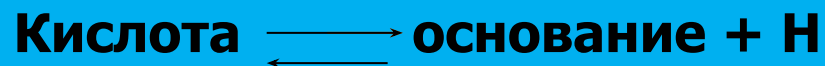
добавленное основание угольная кислота гидрокарбонат-ион

Таким образом, продукты становятся частью буферной системы поддержания постоянного рН.

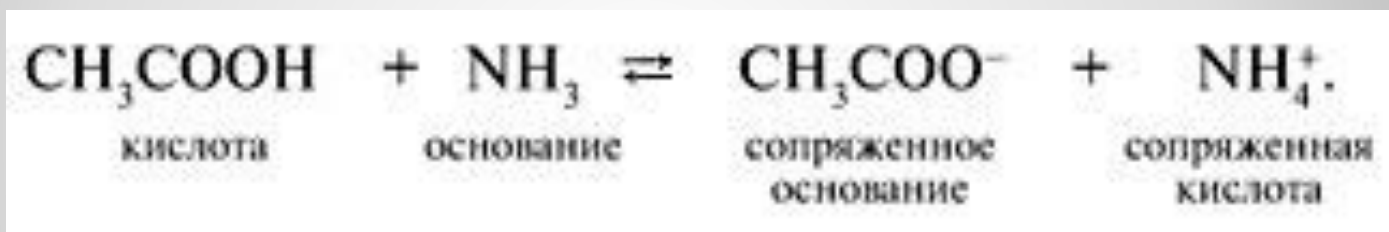
8. Протолитическая (протонная) теория кислот и оснований.

Согласно протонной теории кислот и оснований, выдвинутой Й.Н.Бренстедом и Т.М.Лоури, *кислотой* является соединение, отщепляющее в реакции протоны, а *основанием* – соединение, способное принимать протоны.

Любая реакция отщепления протона выражается уравнением:



На самом деле свободные протоны не могут существовать в растворе несвязанными и переходят от кислоты к основанию, образуя *сопряженное основание* и *сопряженную кислоту*. Например:

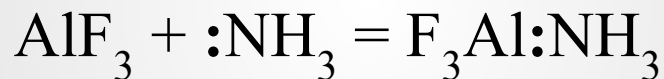


Уксусная кислота, отдав протон, превращается в основание (получившее название «сопряженное»). Аммиак, приняв протон, из основания превращается в сопряженную кислоту.

Наиболее общей считается теория кислот и оснований Г.Н. Льюиса.

Согласно Льюису, *кислотой* является соединение, принимающее электронную пару, а *основанием* – предоставляющее электронную пару.

Так в реакции



атом алюминия принимает не поделенную электронную пару атома азота на свою вакантную электронную орбиталь.

Контрольные вопросы для закрепления:

1. При повреждении кожи (ранке) наблюдается свертывание крови – коагуляция золя. В чем сущность этого процесса? Почему это явление выполняет защитную функцию для организма? Как называют болезнь, при которой свертывание крови затруднено или не наблюдается?

Рекомендуемая литература

- обязательная;

Ерохин Ю.М. Химия. Учебник для студ. Сред проф.образ.- М.: Академия, 2001. Гл. 6, § 1, с 74-81.

- дополнительная;

Пустовалова Л. М. Неорганическая химия: Уч. пос.- Ростов на Дону: Феникс, 2005.-352с.

- электронные ресурсы.

Открытая химия: полный интерактивный курс химии для учащихся школ, лицеев, гимназий, колледжей, студ. технич.вузов: версия 2.5-М.: Физикон, 2006.