

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

«КРАСНОЯРСКИЙ МЕДИКО-ФАРМАЦЕВТИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЮ И СОЦИАЛЬНОМУ РАЗВИТИЮ»

**тема: Теория электролитической диссоциации.
Водородный показатель**

Автор: преподаватель химии Ростовцева Л.В.

Теория электролитической диссоциации.

Изучив тему, следует

знать:

Основные положения теории электролитической диссоциации.

Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД.

Условия течения реакций ионного обмена до конца.

Диссоциация воды. Водородный показатель



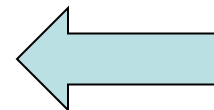
Теория электролитической диссоциации.

Изучив тему, следует

уметь:

Писать уравнения диссоциации кислот, оснований и солей.

Определять реакции ионного обмена, идущие до конца,
составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.



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 электрических ток

Неэлектролиты

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

Основные положения теории электролитической диссоциации

Электролиты

```
graph TD; A[Электролиты] --> B[Тип химической связи:]; B --> C[Соли, кислоты, основания]; C --> D[нр: NaCl, H2SO4, NaOH];
```

Тип химической связи:

- ионная,
- ковалентная сильно полярная

Соли, кислоты, основания

нр: NaCl , H_2SO_4 , NaOH

Основные положения теории электролитической диссоциации

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.

Основные положения теории электролитической диссоциации



Сванте Август Аррениус-

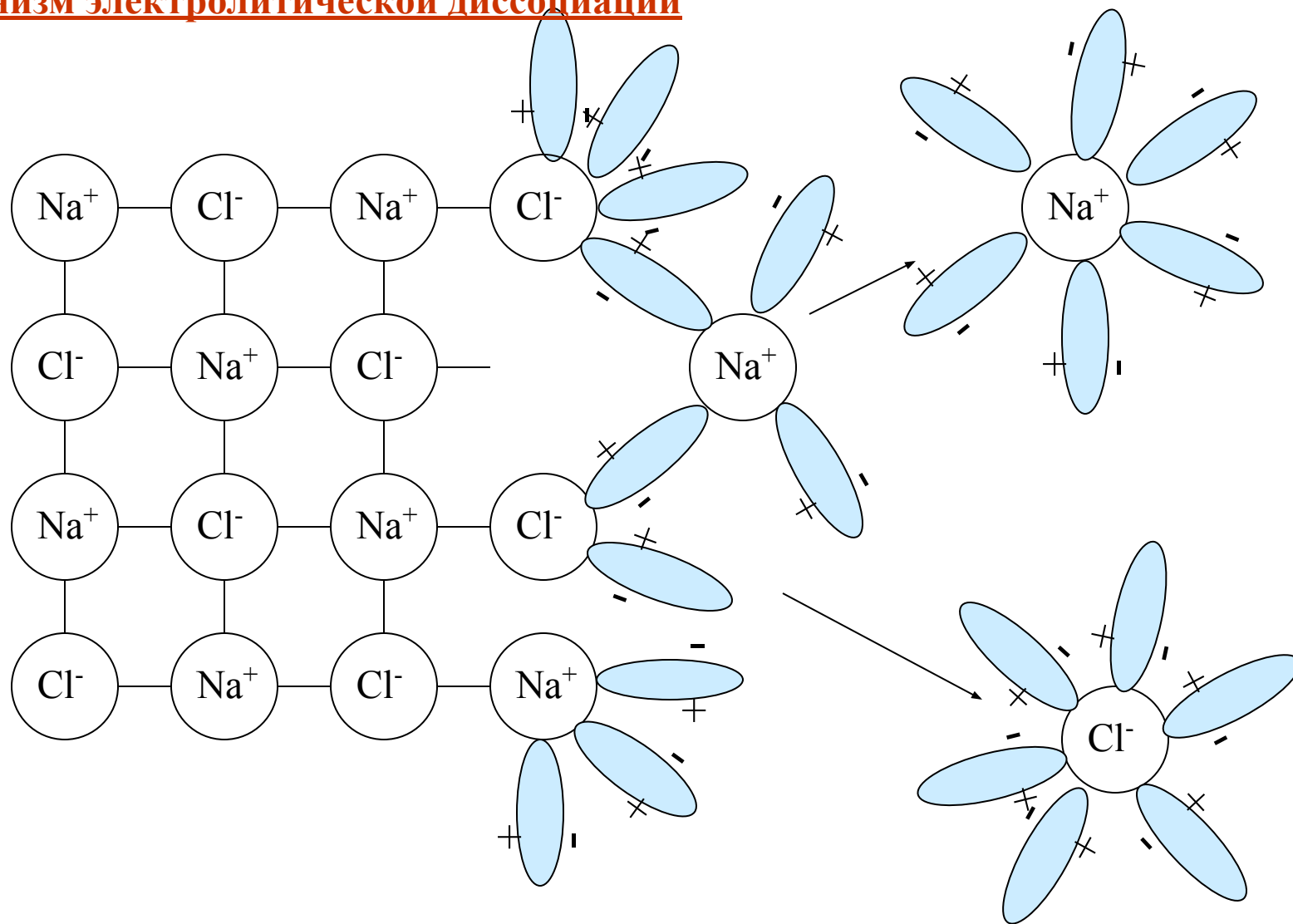
1859 – 1927 г.г.

Шведский физико-химик.

Автор теории электролитической
диссоциации (1887 г.)

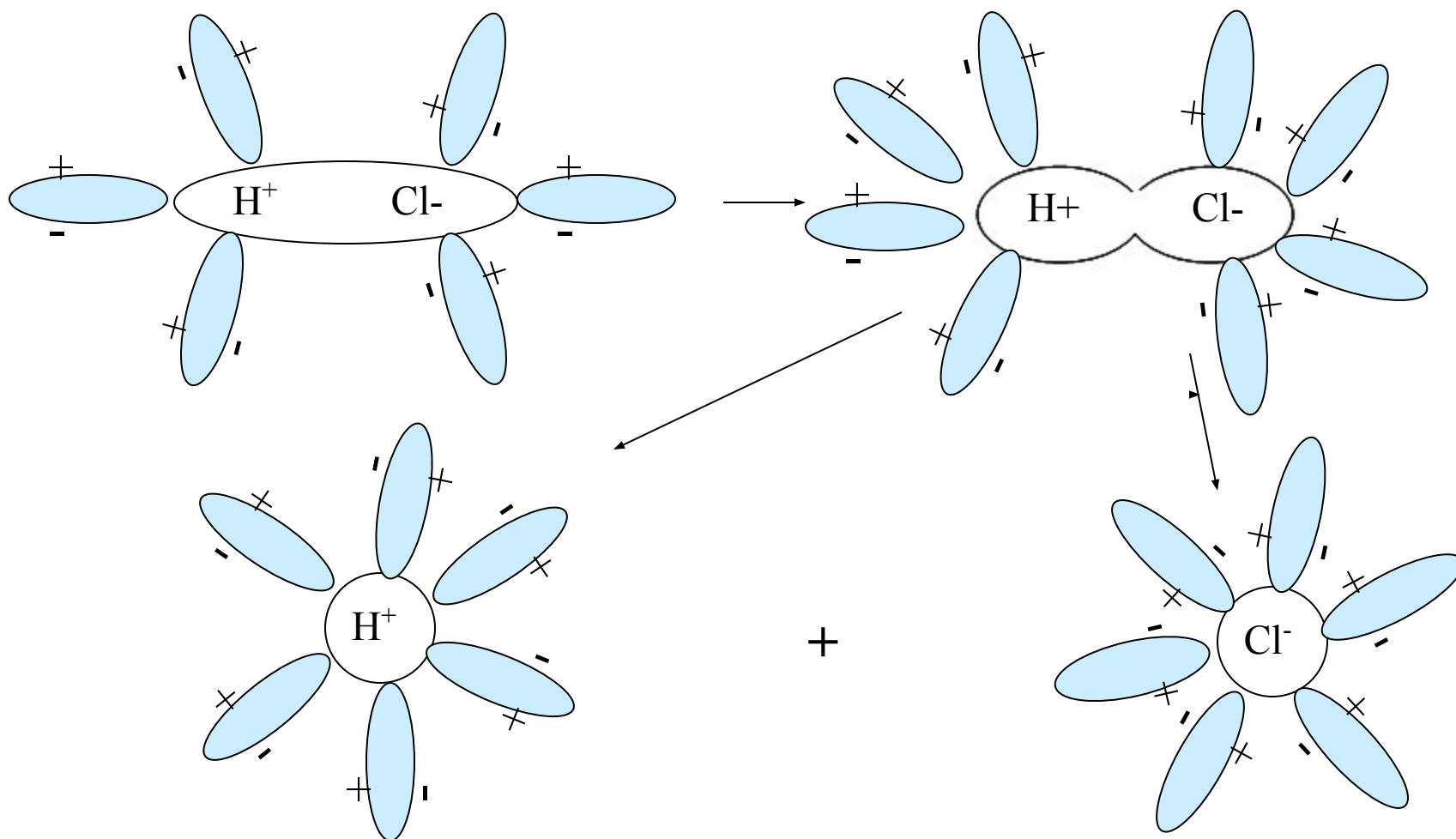
В 1903 г. награжден Нобелевской премией.

Механизм электролитической диссоциации



Механизм диссоциации электролитов с ионной связью

Механизм электролитической диссоциации



Механизм диссоциации электролитов с полярной связью

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Степень электролитической диссоциации

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

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

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Степень диссоциации (α) зависит от

- природы растворяемого вещества и растворителя.
- концентрации раствора.

При разбавлении раствора, $\alpha \uparrow$

- температуры.

При \uparrow температуры степень диссоциации, как правило, \uparrow

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

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.)

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

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 , и др.)

2) нерастворимые в воде основания

($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.)

3) гидроксид аммония NH_4OH

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты

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

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

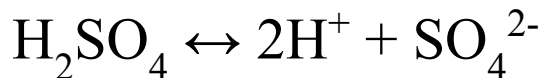
$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

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

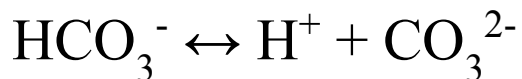
Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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

Уравнение электролитической диссоциации сильных кислот:



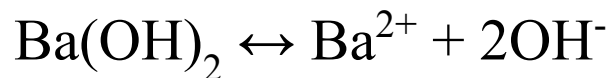
Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.



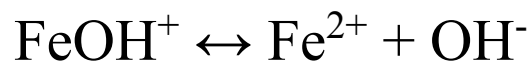
Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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

Уравнение диссоциации сильных оснований (щелочей)



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

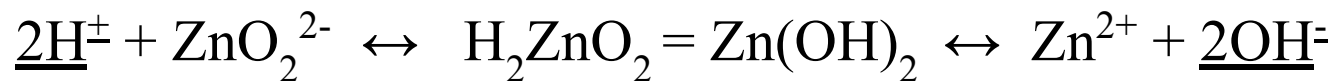


Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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 $\text{Zn}(\text{OH})_2$

(без учета ступенчатого характера)

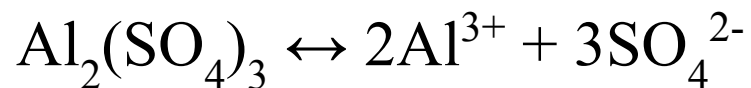


по типу кислоты

по типу основания

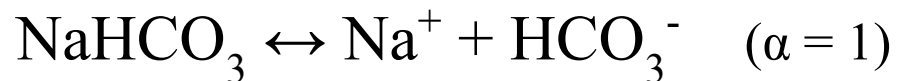
Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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



Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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



Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД

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



Условия течения реакций ионного обмена до конца

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

Условия течения реакций ионного обмена до конца

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

1) образование малорастворимых веществ (осадки ↓)

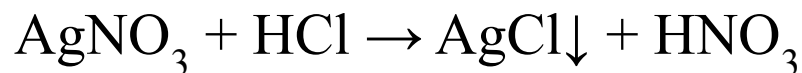
2) образование газообразных или летучих веществ (↑)

3) образование малодиссоциирующих веществ - слабых электролитов (например, воды H_2O)

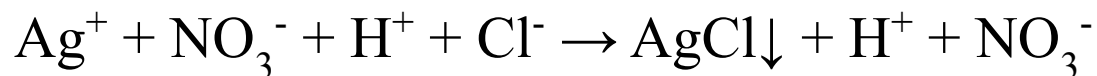
Условия течения реакций ионного обмена до конца

1. Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок

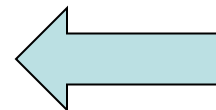
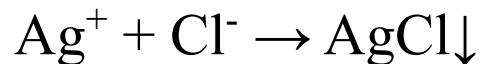
молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



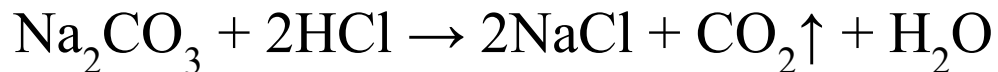
сокращенное ионное уравнение:



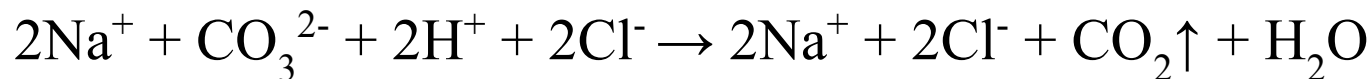
Условия течения реакций ионного обмена до конца

2. Реакции, протекающие с образованием газообразных или летучих веществ

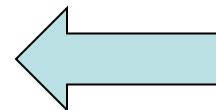
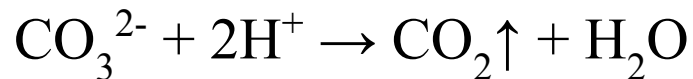
молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



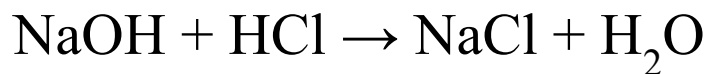
сокращенное ионное уравнение:



Условия течения реакций ионного обмена до конца

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

молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:



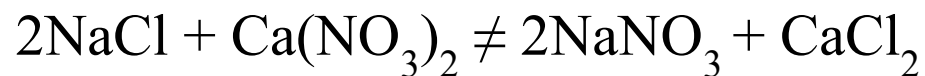
сокращенное ионное уравнение:



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,



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 ($K_{\text{H}_2\text{O}}$)**

Диссоциация воды. Водородный показатель

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

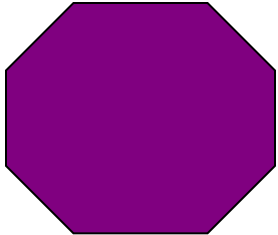
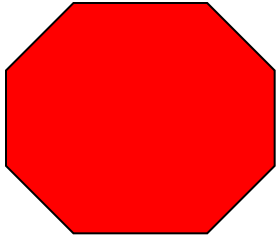
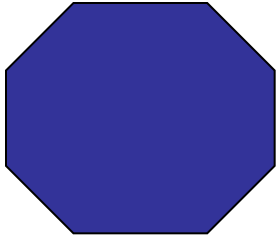
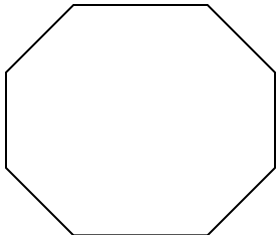
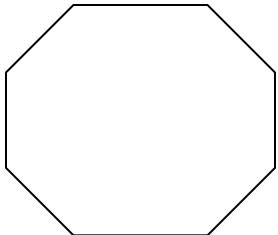
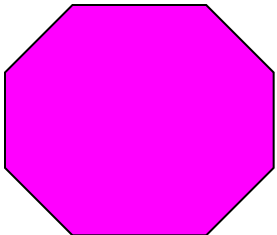
$$pH = - \lg [H^+]$$

Диссоциация воды. Водородный показатель

- 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

Диссоциация воды. Водородный показатель

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	