

ГБНОУ СК «Ставропольский базовый медицинский колледж»
ЦМК лабораторной диагностики



Ставрополь, 2020 год

ЛЕКЦИЯ №6

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИ

- **ОП. 05 Химия**
1 курс 1 семестр



**Составитель: преподаватель
Кобзева Марина Валерьевна**

Ставрополь, 2020г

ТЭД

Все вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

- **Электролиты** - вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии.
 - **Неэлектролиты** - вещества, которые не проводят электрического тока в растворенном или расплавленном состоянии.
-

ТЭД

- Электропроводность водных растворов электролитов объясняется **теорией электролитической диссоциации.**
 - **ТЭД** разработана в 1887 г. шведским ученым **С. Аррениусом** и усовершенствована трудами русских ученых, особенно **И.А. Каблуковым.**
-

Основные положения ТЭД

- Электролиты при растворении в воде частично или полностью распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы:

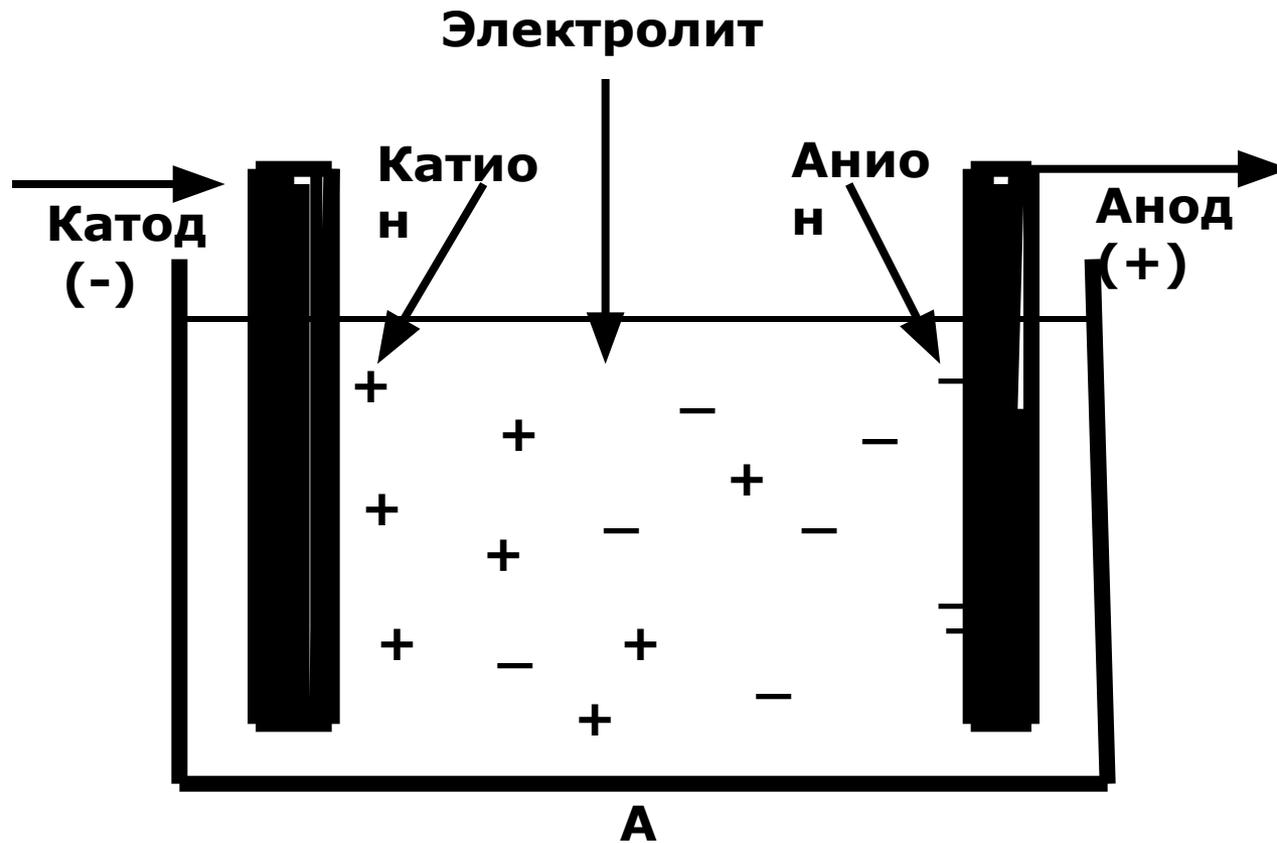


Основные положения ТЭД

При пропускании электрического тока через раствор электролита

- **положительные ионы** направляются к **отрицательно заряженному катоду (катионы)**,
 - **отрицательно заряженные ионы** - к **положительно заряженному аноду (анионы)**.
-

Прохождение электрического тока через раствор электролита



Прохождение электрического тока через раствор электролита

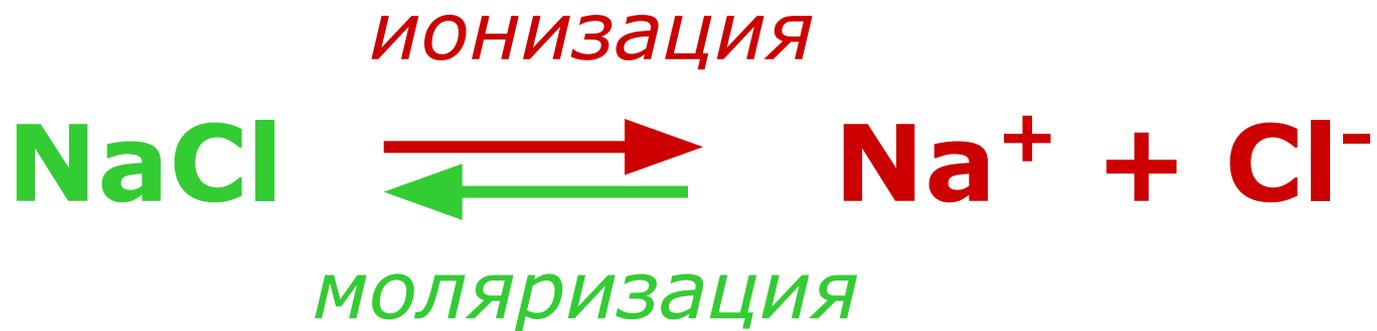
A –направленное движение катионов и анионов при пропускании электрического тока через раствор электролита.

Основные положения ТЭД

- Раствор в целом является **электронейтральным**, т.к. **сумма положительных и отрицательных зарядов равна нулю.**
 - Диссоциация относится к обратимым процессам. **Процесс диссоциации** состоит из двух взаимосвязанных процессов - **распада молекул на ионы (ионизация)** и **процесса соединения ионов в молекулы (моляризация):**
-

Основные положения ТЭД

- Процесс диссоциации:



Основные положения ТЭД

- Ионы представляют собой заряженные частицы.
 - Атомы и молекулы - электронейтральны и различны по физическим и химическим свойствам.
-

Степень электролитической диссоциации

- Электролиты обладают различной способностью к диссоциации.
- **Степень диссоциации (α)** -это отношение числа молекул, распавшихся на ионы (**n**), к общему числу растворенных молекул электролита (**n_0**):

$$\alpha = n / n_0.$$

Степень электролитической диссоциации

Степень диссоциации выражается или в десятичных дробях или, чаще, в процентах:

- Если $\alpha = 1$, или 100 %, электролит полностью диссоциирует на ионы.
 - Если $\alpha = 0,5$, или 50 %, то из каждых 100 молекул данного электролита 50 находятся в состоянии диссоциации.
-

Сильные и слабые электролиты

В зависимости от α различают:

- **Сильные электролиты**, их α в 0,1 н. растворе **выше 30 %**.
 - Диссоциируют практически полностью.
-

Сильные и слабые электролиты

Относятся:

- почти все соли;
 - многие минеральные кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HClO_4 , HBr , HI , HMnO_4 и др.
 - основания щелочных металлов и некоторых щелочноземельных металлов: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
-

Сильные и слабые электролиты

- **Средние электролиты**, их α от 3 до 30 %. К ним относятся кислоты H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF и т.д.
-

Сильные и слабые электролиты

- **Слабые электролиты** в водных растворах диссоциированы лишь частично, их **α менее 3 %**.

Относятся:

- некоторые минеральные кислоты:
 H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HCN ;
-

Сильные и слабые электролиты

- почти все органические кислоты;
 - многие основания металлов (кроме оснований щелочных и щелочноземельных металлов), а также гидроксид аммония;
 - некоторые соли: HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$.
-

Факторы, влияющие на α

□ Природа растворителя:

- ▶ Чем больше диэлектрическая постоянная растворителя, тем больше степень диссоциации электролита в нем.
-

Факторы, влияющие на α

□ Концентрация раствора:

- ▶ Степень диссоциации электролита увеличивается при разбавлении раствора.
 - ▶ При увеличении концентрации раствора уменьшается степень диссоциации (частое столкновение ионов).
-

Факторы, влияющие на α

□ Природа электролита:

- ▶ Диссоциация электролита зависит от степени диссоциации.
-

Факторы, влияющие на α

□ Температура:

- ▶ У сильных электролитов с повышением температуры α уменьшается, т.к. увеличивается число столкновений между ионами.
 - ▶ У слабых электролитов при повышении температуры α вначале повышается, а после 600°C начинает уменьшаться.
-

Константа электролитической диссоциации

- В растворах слабых электролитов при диссоциации устанавливается динамическое равновесие между молекулами и ионами:



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = K_{\text{дисс}}$$

Константа электролитической диссоциации

- $K_{\text{дисс}}$ - это произведение концентрации ионов, распавшихся на ионы, деленное на концентрацию молекул, растворенных в воде.
 - K - константа диссоциации слабых электролитов.
-

-
- Выражение в общем виде:



$$K_{\text{дисс}} = [K^+]^n \cdot [A^-] / [K_n A_m]$$

Диссоциация воды

- Вода является одним из наименее диссоциированных веществ., но все же диссоциирует на



$$K_{\text{дисс}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] \text{ или}$$

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

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = \text{const т.к.}$$

$K_{\text{дисс}}$ - постоянная величина

Диссоциация воды

- **Ионное произведение воды (K_w)** - произведение концентрации ионов H^+ и OH^- в воде и водных растворах является постоянной величиной при постоянной температуре:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

При **220° С** в воде и водных растворах

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Определение кислотности среды

- **Для характеристики кислотности** растворов применяют вместо истинных концентраций водородных и гидроксидных ионов их **логарифмы, взятые с обратным знаком.**
 - Эти величины называют ионными **показателями** и обозначают буквой **p.**
-

Определение кислотности среды

- **Водородный показатель:**

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

- **Гидроксидный показатель:**

$$pOH = -\lg[OH]^-$$

Определение кислотности среды

Ионное произведение воды $K_w = 10^{-14}$

- Логарифм выражения ионного произведения воды:

$$\lg[H^+][OH^-] = -14$$

- Все величины с обратным знаком:

$$-\lg[H^+] + (-\lg[OH^-]) = -14$$

$$pH + pOH = 14$$

Определение кислотности среды

- С помощью последнего уравнения рассчитывают **pOH**, и наоборот, Например, в растворе **pH = 5**, тогда
 $pOH = 14 - 5 = 9$.
 - **Кислотность** растворов характеризуют количественно через величину **pH**:
-

Определение кислотности среды

- ▶ нейтральный раствор - $\text{pH} = 7$;
 - ▶ кислый раствор - $\text{pH} < 7$;
 - ▶ щелочной раствор - $\text{pH} > 7$.
-

Диссоциация кислот

- **Кислоты** – это электролиты образующие при диссоциации в водных растворах **катионы водорода**



Диссоциация оснований

- Основания – это электролиты образующие при диссоциации в водных растворах *анионы гидроксила*.



Диссоциация солей

- Соли – это электролиты образующие при диссоциации в водных растворах *катионы металлов (аммония)* и *анионы кислотных остатков*.



Реакции ионного обмена

- Реакции между ионами направлены в сторону образования труднорастворимых или малодиссоциирующих веществ.
 - Уравнения этих реакций могут быть представлены в молекулярной и ионной форме.
-

Реакции ионного обмена

- **Реакции ионного обмена** – это реакции которые идут до конца, в результате которых образуются осадок, газ, малодиссоциирующее вещество.
-

Образование осадка

Образование газа

Образование слабого электролита

СПАСИБО

ЗА

ВНИМАНИЕ!
