

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Вещества по отношению к электрическому току :



Электролиты

их растворы
или расплавы

ПРОВОДЯТ
электрический
ТОК

Ионная или
ковалентная
сильно
полярная



Неэлектролиты

их растворы
или расплавы

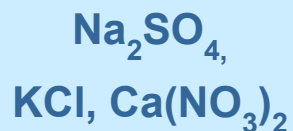
НЕ ПРОВОДЯТ
электрический
ТОК

Ковалентная
неполярная
или мало
полярная

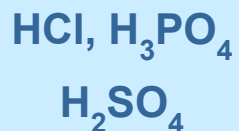
Вид химической связи

Электролиты

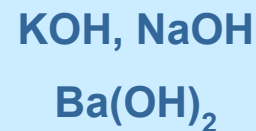
Соли



Кислоты

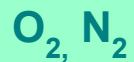


Щёлочи

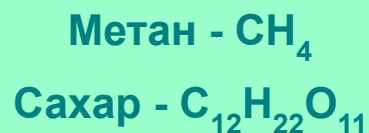


Неэлектролиты

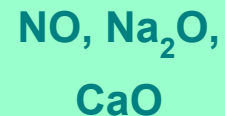
Газы



Органические вещества



Оксиды



Электролитическая
диссоциация –
это процесс распада
электролита на ионы при
растворении его в воде или
расплавлении

Теория электролитической диссоциации (ТЭД)



В 1887г. Шведский учёный С. Аррениус для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил теорию электролитической диссоциации. В дальнейшем эта теория была развита многими учёными

автор ТЭД



**Сванте Август
АРРЕНИУС
(1859-1927)**

1883-1884 гг. он изучал электропроводность сильно разбавленных растворов электролитов, задавая себе вопросы: что происходит с молекулой электролита в растворе? Свои наблюдения изложил в докторской диссертации.

В 1903 году шведскому ученому Аррениусу, автору ТЭД, была присуждена Нобелевская премия как факт признания особого значения ТЭД для развития химии

Количественная оценка диссоциации

СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ

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

α – степень электролитической диссоциации

n – число молекул, которые распались на ионы в растворе

N – общее число молекул в

Константа диссоциации (K_d) - отношение произведения равновесных концентраций ионов, образующихся при диссоциации в степенях соответствующих коэффициентов к концентрации недиссоциированных молекул.

Она является константой равновесия процесса электролитической диссоциации: характеризует способность вещества распадаться на ионы.

Чем выше K_d , тем больше концентрация ионов в растворе

Константа диссоциации



$$K_d = \frac{[K^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m}{[K_n \cdot A_m]}$$

слабые электролиты - $K_d < 10^{-2}$

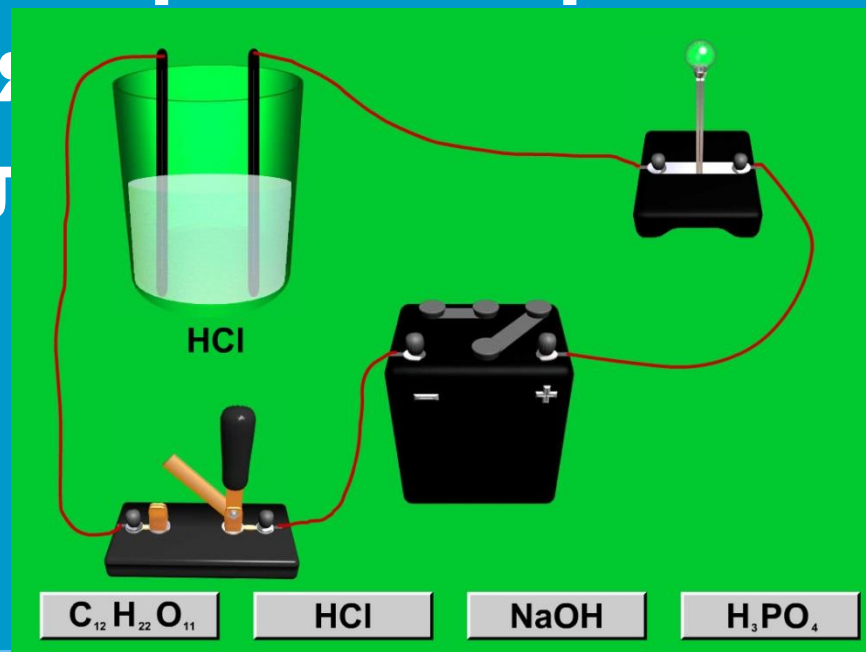
сильные электролиты - $K_d > 10^{-2}$

K_d зависит от природы электролита, температуры и практически не зависит от концентрации вещества в растворе

Современная теория электролитической диссоциации (ТЭД)

Первое положение ТЭД

- ◆ Все вещества по их способности проводить электрический ток в растворах или расплавах делят на электролиты и неэлектролиты.



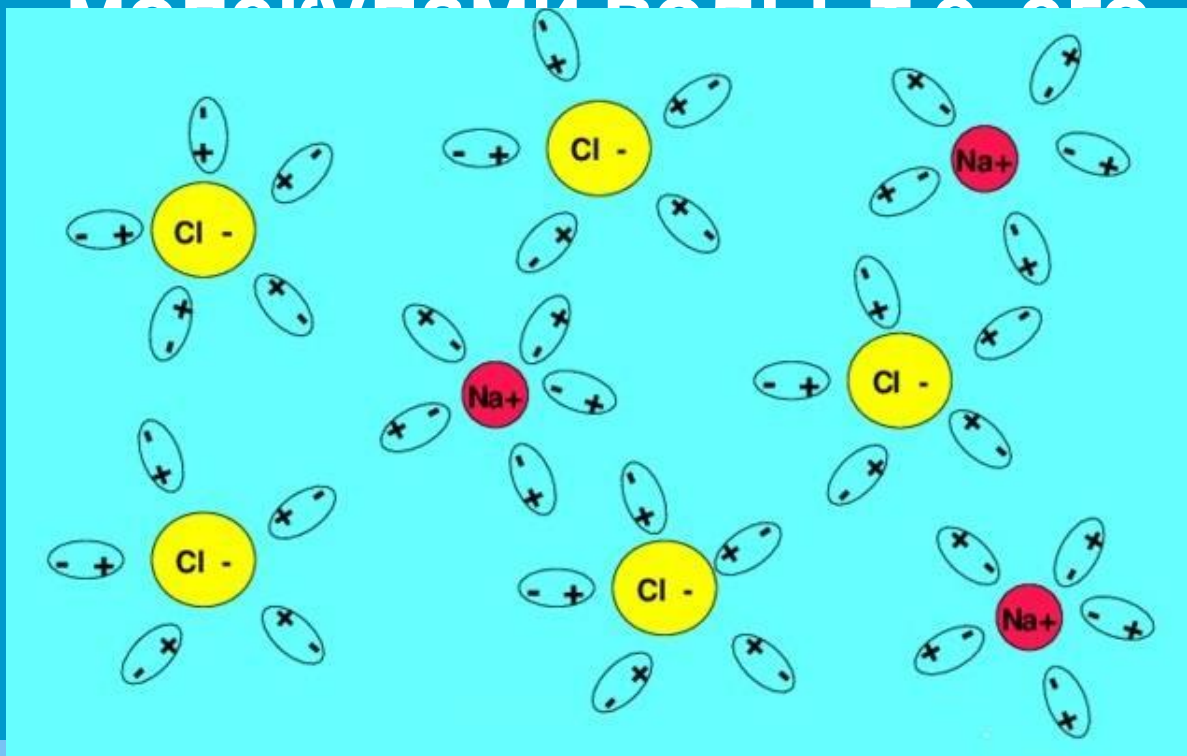
Второе положение ТЭД

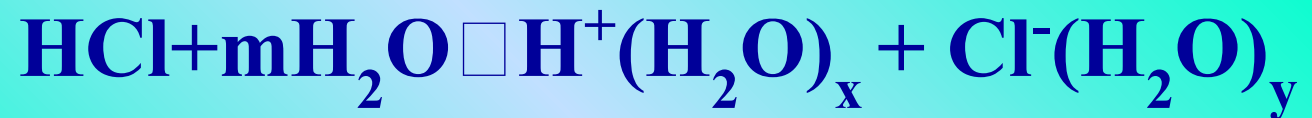
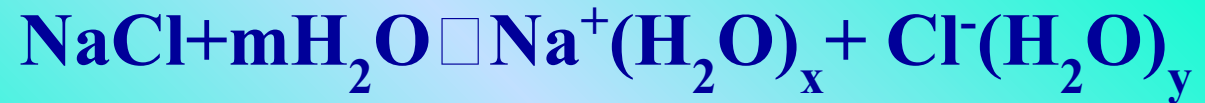
- ◆ В растворах электролиты диссоциируют (распадаются) на положительно заряженные ионы (катионы) и отрицательно заряженные ионы



Третье положение ТЭД

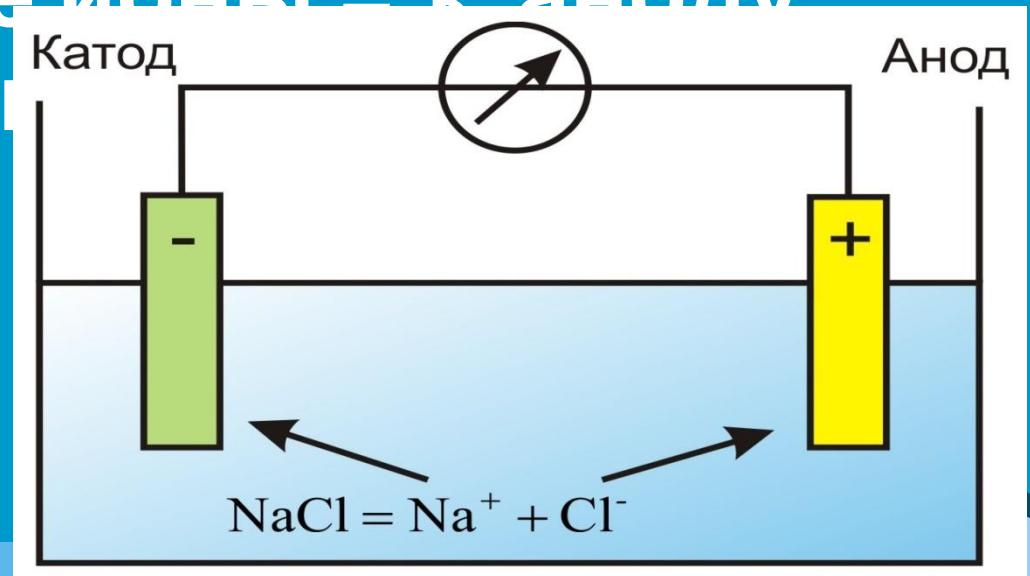
- ◆ Причиной диссоциации электролита является его взаимодействие с





Четвёртое положение ТЭД

Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к катоду (отрицательно заряженному электроду), а отрицательно заряженные ионы – к аноду (положительно заряженному электроду)



Пятое положение ТЭД

Не все электролиты в
одинаковой мере диссоциируют
на ионы

КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Сильные
электролиты

$\alpha > 30\%$

Электролиты
средней
силы

Слабые
электролит
ы

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый для слабых электролитов.

*Наряду с процессом диссоциации протекает и обратный процесс – **ассоциация** (соединение ионов)*



Сильные электролиты

$$\alpha > 30\%$$

Средние водорастворимые соли NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и т.

д.

Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов:

LiOH – CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

Минеральные кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 (хлорноватая),

HClO_4 (хлорная), HBrO_3 (бромноватая), HIO_3 (иодноватая),

HCl , HBr , HI

Электролиты средней силы

$$3\% \leq \alpha \leq 30\%$$

H_3PO_3 (фосфористая)

H_3PO_4

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (дифосфорная)

H_2SO_3

HF

HClO_2 (хлористая)

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

Слабые электролиты

$$\alpha < 3\%$$

Органические кислоты: HCOOH (муравьиная), CH_3COOH (уксусная), $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ (пропановая, пропионовая)

Минеральные кислоты: HNO_2 , HClO (хлорная), H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 (борная), H_3PO_3 (фосфористая), H_2S

Гидроксиды малоактивных металлов: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$,

Гидроксид аммония:



Шестое положение ТЭД

- ◆ **Свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации**

Классы неорганических веществ с точки зрения ТЭД

**С точки зрения ТЭД, кислоты –
это электролиты, которые
диссоциируют на катионы
водорода и
анионы кислотного остатка**

Диссоциация

ОДНООСНОВНЫХ КИСЛОТ



Диссоциация многоосновных

Сильный электролит кислот **Электролит средней**



$$\alpha_1 \approx \alpha_2$$



силы



$$\alpha_1 \gg \alpha_2$$



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Каждая последующая ступень диссоциации протекает хуже предыдущей

**С точки зрения ТЭД,
основаниями называются
электролиты, которые в
водном растворе
диссоциируют на ионы
металла и гидроксид ионы**

Диссоциация оснований



С точки зрения ТЭД, соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла или аммония NH_4^+ и анионы кислотных остатков

Классификация солей

средние

Образованы
катионами
металла и
анионами
кислотного
остатка

кислые

Кроме
металла
и
кислотного
остатка
содержат
водород

основные

Кроме
металла
и
кислотного
остатка
содержат
гидроксогруппу

Диссоциация средних солей

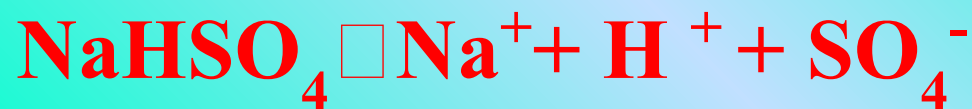


С точки зрения ТЭД, средними солями называются электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на ионы металла и ионы кислотного остатка

Диссоциация кислых солей

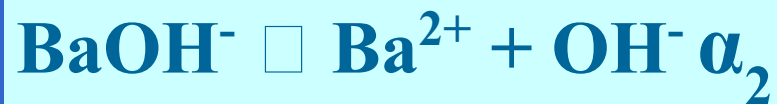


$$\alpha_1 \approx \alpha_2$$



С точки зрения ТЭД, кислыми солями называются электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на ионы металла, ионы кислотного остатка и

Диссоциация основных солей



$$\alpha_1 \approx \alpha_2$$

С точки зрения ТЭД, основными солями называются электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на ионы металла, ионы кислотного остатка и образуют гидроксид ионы