



**ФГБОУ ВО**

**«Красноярский государственный медицинский университет  
имени профессора В.Ф. Войно-Ясенецкого»**

**Министерства здравоохранения Российской Федерации**

**Кафедра биологической химии с курсами медицинской, фармацевтической и  
токсикологической химии**

# **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Лектор: к.х.н., доцент Ендржиевская – Шурыгина  
Виктория Юлиановна**

**ЛЕКЦИЯ № 25 по дисциплине «Физическая химия» для студентов 2 курса, обучающихся по специальности 30.05.03 - «Медицинская кибернетика»**

# **Электрохимия**

# **Расшифровка природы рака придет из электрохимии**

**А.Л. Чижевский, 1934 г**

**[Васильев Л.Л., Чижевский А.Л. Труды ЦНИЛИ.  
Воронеж. 1934. С. 120.]**

**В основе живого состояния лежит  
мембранный гальванический элемент  
с отдельно управляемыми электродами**

**Д.Б. Давидян, 1995 г.**

**[Davidian D.B. The new concept of biological membranes unitary  
structure, management and pathology. Биолог, ж. Армении. 1995.  
N3-4 (48). С. 97-99.]**



## План лекции

- 1. Растворы электролитов**
- 2. Равновесие электролитической диссоциации в растворе**
- 3. Электрическая проводимость растворов**

# Цель лекции

- Дать представление о следующих понятиях и величинах: слабый и сильный электролит, электролитическая диссоциация, степень электролитической диссоциации и константа диссоциации, активность, коэффициент активности, ионная сила раствора, ионное произведение воды и водородный показатель pH

# Задача лекции:

❖ Показать, что знания об электрической проводимости тканей можно использовать в диагностике заболеваний.

❖ Показать, что знания об электрической проводимости лежит в основе практических методов лечения- ионофореза, электростимуляции, диатермии, ультравысокочастотной терапии

.

# **Растворы электролитов**

**В зависимости от поведения веществ при плавлении и при растворении различают: *неэлектролиты* и *электролиты*. Для **молекул неэлектролитов** характерна **только неполярная и малополярная ковалентная связь**, и поэтому они не подвергаются диссоциации при плавлении и растворении, а их расплавы и растворы не содержат ионов. *Неэлектролитами являются, например, сера, бензол, сахар, бензин.***

*Электролитами называются вещества, расплавы и растворы которых содержат подвижные ионы и проводят электрический ток.*

**Различают слабые и сильные электролиты. Сильные электролиты в растворе полностью распадаются на ионы.** К таким электролитам относятся **сильные кислоты и основания, соли.**

**Слабые электролиты в растворе распадаются на ионы частично. К слабым электролитам относятся карбоновые кислоты, аммиак, амины, фенолы и др.**

**Количество ионов каждого знака  
определяется стехиометрическими  
коэффициентами в формуле  
электролита при соблюдении**

**закона**

**электронейтральности:**

**сумма положительных  
зарядов должна быть равна  
сумме отрицательных.**

Электролиты, молекулы которых  
распадаются на два иона, называются  
*бинарными* или *симметричными*. Если  
при этом образуются **однозарядные** ионы,  
электролит относится к типу **1, 1-**  
**валентных** ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KBr}$ ), если **двухзарядные**  
— к типу **2, 2-валентных** ( $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ).  
Для несимметричных электролитов  
( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ) тип электролита также  
устанавливается по заряду ионов —  $\text{K}_2\text{SO}_4$   
относится к типу **1,2-валентных**;  $\text{MgCl}_2$  к  
**2, 1-валентных**

**Идея о распаде некоторых веществ на ионы была впервые высказана**

**С. Аррениусом: раствор электролита – это механическую смесь из ионов и молекул растворителя.**

**Д. И. Менделеев впервые предложил гидратную теорию: молекулы вещества при растворении взаимодействуют с молекулами растворителя, образуя непрочные ассоциаты - сольваты (гидраты).**

**Гидратная теория** была распространена и на **ИОНЫ** в работах **И. А. Каблукова** - основоположника современной физико-химической теории растворов электролитов.

Для электролитов характерно наличие **ИОННОЙ** связи ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) или **сильнополярной ковалентной** связи ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ).

Каблуков Иван Алексеевич  
21 августа 1857 — 5 мая 1942 — российский и  
советский физикохимик.



Работы относятся преимущественно к электрохимии неводных растворов. Изучал (1889-1891) электрическую проводимость электролитов в органических растворителях; установил аномальную проводимость неводных растворов и её увеличение при добавлении воды к спиртовым растворам.

На основе этих наблюдений высказал предположение о наличии химического взаимодействия между растворителями и растворяемым веществом. Независимо от [В. А. Кистяковского](#) ввёл (1889-1891) представление о сольватации ионов.

Электролитическая диссоциация

– процесс распада вещества на

ионы, происходящий

вследствие

электростатического

взаимодействия его с

полярными молекулами

растворителя.

# СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

**Степень  
электролитической  
диссоциации** -  
это величина, которая

показывает отношение  
числа молекул, распавшихся  
на ионы к общему числу  
молекул, введенных  
в раствор

обозначается  $\alpha$  (альфа)

измеряется в % (долях)

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

$n$  - число молекул, распавшихся на ионы  
(диссоциированных)

$N$  - общее число молекул, введенных в раствор

Электролиты имеют различную степень диссоциации, т.е. степень диссоциации зависит от природы электролита, от концентрации, с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.



# Равновесие электролитической диссоциации в растворе

Диссоциация слабых электролитов подчиняется *закону действующих масс*. Количественно характеризуется константой равновесия. Классическим примером слабого электролита может служить уксусная кислота в разбавленном водном растворе.  $[K^+]$  равновесная концентрация катионов;  $[A^-]$  — равновесная концентрация анионов;  $[KA]$  — равновесная концентрации молекул кислоты, не распавшихся на ионы.

# Константа диссоциации



Сванте Август  
Аррениус

- Электролитическая диссоциация слабых электролитов, согласно теории Аррениуса, является обратимой реакцией, например:



- Константу равновесия такой реакции можно выразить уравнением:

$$K = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} = \text{const} = f(t)$$

- Константу равновесия применительно к реакции диссоциации называют константой диссоциации ( $K_d$ ).

На практике для характеристики слабого электролита часто используют показатель константы диссоциации ( $pK$ )

$pK = -\lg K_d$ . Чем больше  $pK$ , тем слабее электролит.

**Константа равновесия  $K_c$ ,**

**вычисленная при условии, что**

**концентрации выражены в моль на**

**литр, получила название**

***концентрационной константы***

***диссоциации*** (другое наименование —

**кажущаяся константа диссоциации).**

Связь константы диссоциации и степени диссоциации (закон разведения Оствальда)

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$



Вильгельм Фридрих  
Оствальд

Для очень слабых электролитов при  $\alpha \ll 1$  это уравнение упрощается:

$$K_d = \alpha^2 C$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_c}{c}}$$

***Степень диссоциации возрастает обратно пропорционально корню квадратному из концентрации электролита.*** Например, при уменьшении концентрации в 100 раз степень диссоциации возрастает в 10 раз.

Электролитическая диссоциация проявляется в сильном *отклонении* свойств электролитов от *идеальных* растворов. В частности, Вант-Гофф обнаружил, что для электролитов существенно возрастает осмотическое давление, в связи с чем потребовалось введение *изотонического коэффициента*, который в дальнейшем был использован для объяснения других коллигативных свойств электролитов

Изотонический коэффициент ( $i$ ) и степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ ) связаны между собой соотношением

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

$n$  – число ионов на которые распадается при диссоциации молекула электролита:



# Электролиты

## СИЛЬНЫЕ

(Степень диссоциации  
стремиться к единице)

- Все щёлочи;
- Все соли;
- Кислоты:  $\text{HCl}$ ,  
 $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  
 $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  
 $\text{CF}_3\text{COOH}$  и др.

## СЛАБЫЕ

(Степень диссоциации  
стремиться к нулю)

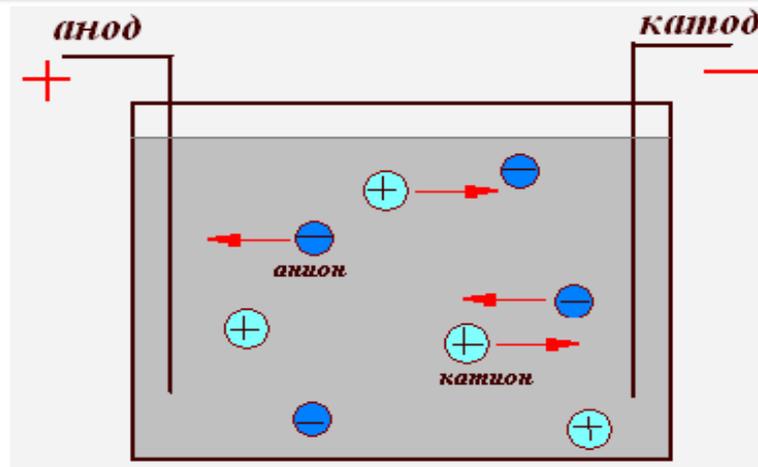
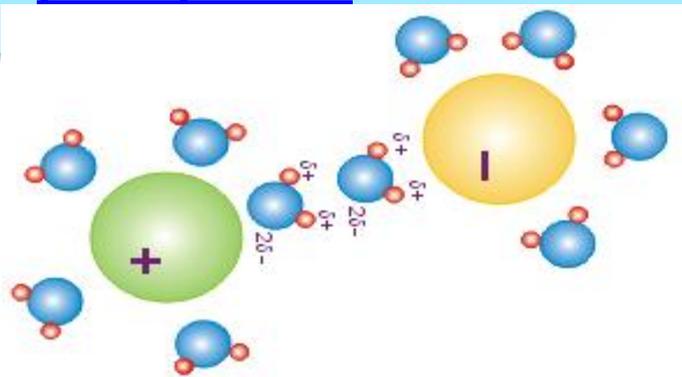
- Многие неорганические кислоты ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ );
- Почти все органические кислоты.

# **Электрическая проводимость растворов**

# Электропроводность растворов электролитов

Сольватированные ионы в растворе находятся в беспорядочном тепловом движении.

Сольватация (от [лат. solvo](#) — растворяю) — электростатическое взаимодействие между частицами ([ионами](#), [молекулами](#)) растворенного вещества и [расторителя](#).



Если в раствор электролита погрузить два твёрдых электрода, соединённых с источником постоянного тока, движение ионов становится направленным — каждый ион перемещается по направлению к электроду с противоположным знаком заряда.

# Электрическая подвижность иона

- Электрическая подвижность иона  $U$  – это средняя скорость  $v$  направленного движения иона в растворе при напряженности электрического поля  $E=1 \text{ В/м}$

$$U = v / E, \text{ м}^2 / (\text{В} \cdot \text{с})$$

# **Подвижность иона**

**характеризует его способность преодолеть сопротивление среды при *направленном движении в электрическом поле.***

**Основные факторы, влияющие на подвижность иона в водных растворах при *наличии электрического поля:***

# Заряд и радиус иона

- Заряд и радиус иона, т. е. его природа. Влияние этих характеристик иона взаимосвязано, но неоднозначно: чем **больше заряд** и чем **меньше радиус иона**, тем **сильнее гидратируется ион**, тем **толще его гидратная оболочка** и, следовательно, тем **ниже подвижность иона в растворе**

**В соответствии с этим в ряду  
однозарядных ионов  
 $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  
характеризующихся  
последовательным **возрастанием**  
ионного **радиуса**, радиус  
**гидратированного** иона, наоборот,  
**уменьшается**, а определенная  
опытным путем электрическая  
**подвижность ионов возрастает от  $\text{Li}^+$  к  $\text{Cs}^+$****

# Природа растворителя, его диэлектрическая проницаемость и вязкость

- *Чем полярнее* растворитель, тем *лучше сольватируется* ион, тем *больше* размеры гидратированного иона и, следовательно, *меньше его подвижность*. *Вязкость* растворителя обуславливает сопротивление среды движущемуся иону: чем *больше вязкость*, тем *меньше подвижность* иона.

# Температура раствора

- **При повышении температуры уменьшаются:**
    - **вязкость** растворителя;
    - **толщина сольватных оболочек** ионов;
    - **снижается межиионное взаимодействие.**
- Это факторы приводит к увеличению подвижности ионов**

# Ионная сила раствора

- Ионная сила раствора ( $I$ )- мера интенсивности электрического поля, создаваемого ионами в растворе. Не зависит от природы электролита. Численно равно полусумме произведений концентрации  $C_i$  всех ионов на квадрат их валентности  $Z_i$ :

# Ионная сила раствора

$$I = 0,5 \sum C_i \cdot z_i^2$$

# Ионная сила раствора

- Чем больше ионная сила раствора, тем сильнее межоионное электростатическое взаимодействие и создаваемые им тормозящие эффекты

# Концентрация ионов

Чем больше концентрация ионов в растворе, тем сильнее электростатическое взаимодействие ионов, снижающее их подвижность. Концентрация ионов зависит от силы электролита и его количества в растворе

При разбавлении растворов  
***сильных*** электролитов  
***подвижность*** ионов растет,  
т.к. уменьшается их  
концентрация, а  
следовательно, снижается  
межионное взаимодействие  
в растворе

# Теория Дебая-Хюккеля (теория сильных электролитов)

- Теория позволяет рассчитать коэффициент активности ионов

- $\log(\gamma_i) = -Az_i^2 \sqrt{I}$  ,

где  $\gamma$  - коэффициент активности,  
A - константа, зависящая от  
диэлектрической постоянной  
растворителя и температуры (но не  
зависит от ионной силы раствора),  
I - ионная сила раствора

В растворах слабых  
электролитов ( $\alpha < 0,03$ )

*подвижность* ИОНОВ

практически *не зависит* от

*разбавления*, так как

концентрация ионов в этих

растворах всегда невелика

Т.к. подвижность ионов зависит от многих факторов, то для характеристики свойств ионов используются значения  $U^0$  предельной электрической подвижности ионов в данном растворителе при данной температуре, которые для водных растворов даны в таблицах

# Предельная

## подвижность иона

$$U^0 = v / E, \text{ м}^2/(\text{В} \cdot \text{с})$$

это средняя скорость направленного движения иона в бесконечно

разбавленном растворе при

напряженности электрического поля

$$E = 1 \text{ В/м}$$

**Предельная подвижность иона в данном растворителе зависит только от природы иона и температуры.**

**У большинства ионов предельные подвижности очень малы:**

**$(3 - 8) \cdot 10^{-8} \text{ м}^2/(\text{В} \cdot \text{с})$ . Значительно больше**

**подвижность ионов  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) и  $\text{OH}^-$ . Это связано с тем, что данные ионы**

**образуются при обратимой**

**диссоциации молекул воды, поэтому для**

**них характерен «эстафетный» механизм**

**перемещения**

**(СРС) «Эстафетный» (прыжковый) механизм перемещения.** Под действием электрического поля ион гидроксония передает протон по водородной связи молекуле воды ближайшего ассоциата. В результате этот ассоциат приобретает **избыточный** положительный заряд, который он передает соседнему ассоциату, отдавая протон от ближайшей к нему молекулы воды вдоль силовых линий электрического поля  
[А.П.Беляев, 2-е изд., с.306]

# Электропроводность

- Электропроводность –это мера способности раствора электролита проводить электрический ток.  
Электропроводность (электрическая проводимость)  $\kappa$  (каппа прописная) - величина, обратная сопротивлению раствора  $R$ .

**Электрическое сопротивление любого проводника  $R$  (Ом) равно:**

$$R = \rho \frac{l}{S}$$

**$\rho$  – удельное сопротивление, Ом·м**

**$l$  – расстояние между электродами (длина проводника), м**

**$S$  – площадь электродов (поперечное сечение проводника), м<sup>2</sup>**

# Электропроводность равна

$$K = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho \cdot l} \cdot S$$

Единица измерения  
электропроводности  $\text{Ом}^{-1}$   
или сименс (См)

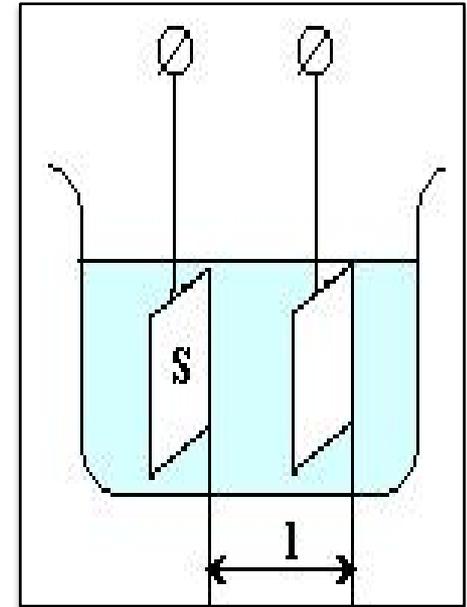
# Удельная

**электропроводность,  
или удельная электрическая  
проводимость раствора**

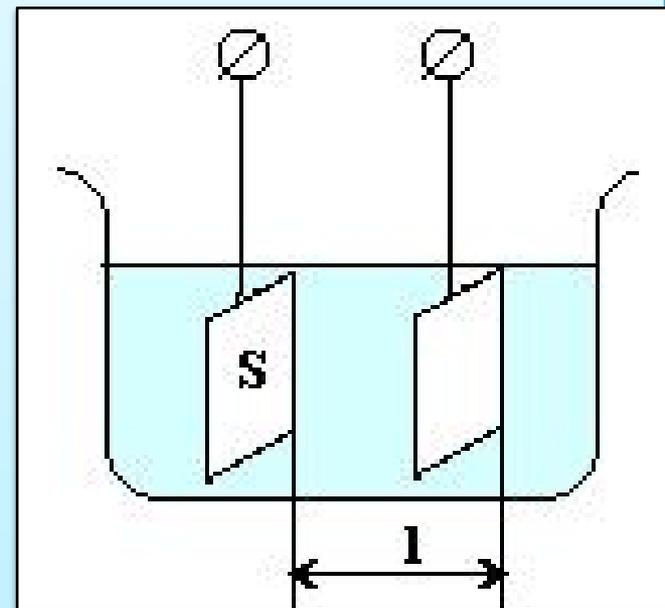
**электролита *и***

**- это электрическая**

**проводимость объёма раствора,  
заключённого между двумя  
параллельными электродами площадью  
 $1 \text{ м}^2$  каждый, расположенными на  
расстоянии  $1 \text{ м}$  друг от друга.**



$$\chi = \frac{1}{\rho} = K \frac{l}{S} = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{S}$$



• Единицы измерения:

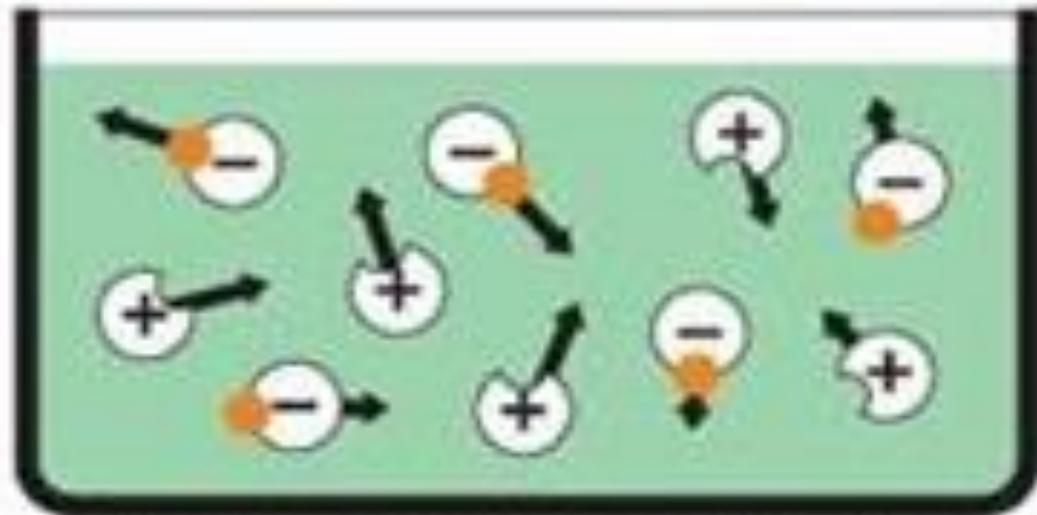
$\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ ,  $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$ ,

$\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ ,  $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$

# Удельная электропроводность

зависит от:

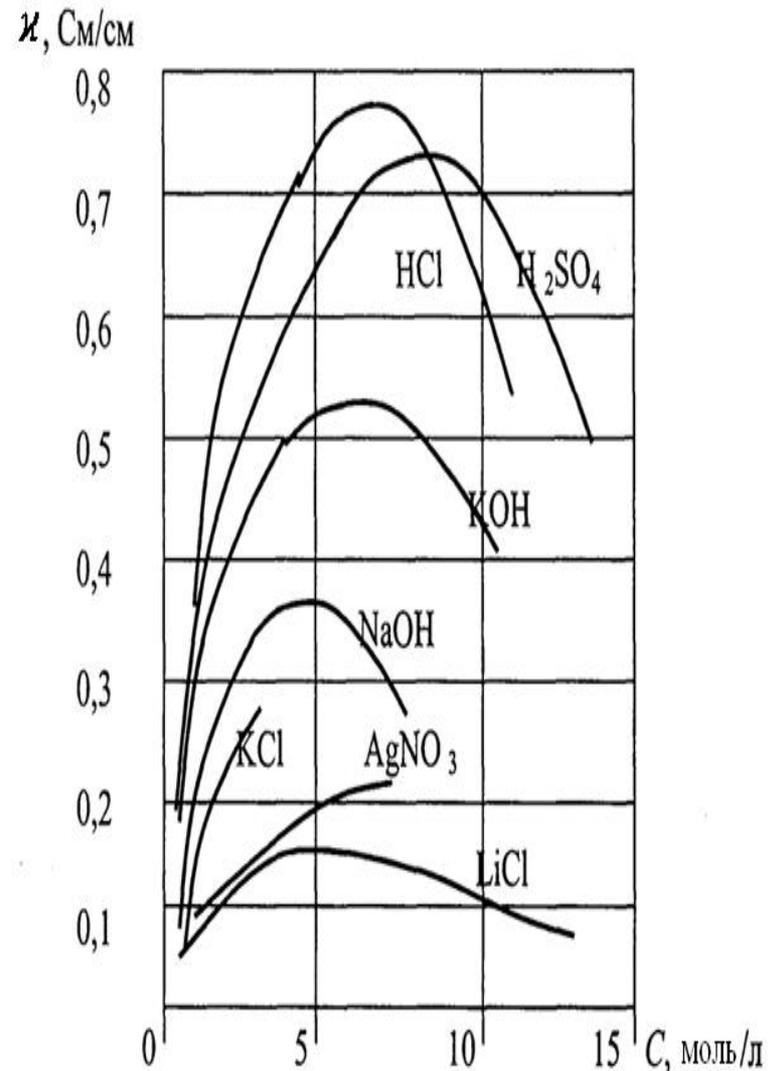
- природы электролита и растворителя;
- концентрации раствора;
- температуры



**Зависимость удельной**  
**электропроводности от**  
**концентрации водных**  
**растворов при**  
**постоянной температуре**

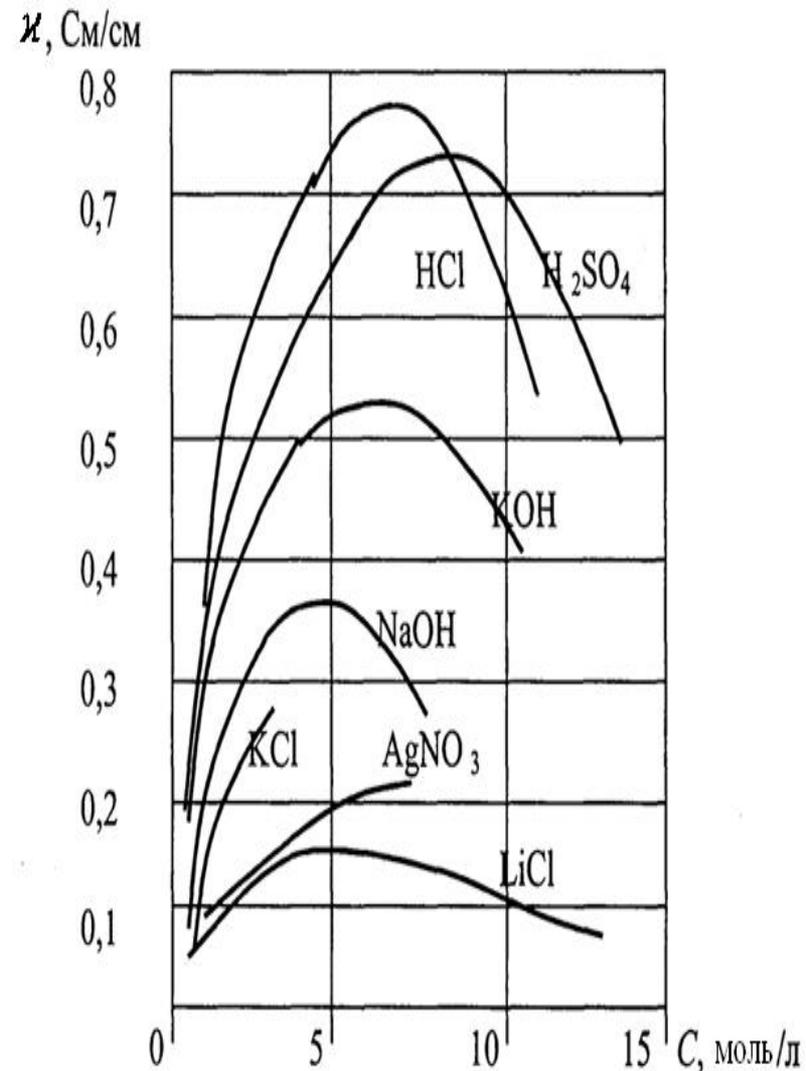
1) При **равных** концентрациях растворов проводимость растворов **сильных электролитов** значительно выше, чем слабых, так как в них содержится больше ионов – носителей электричества

2) С **увеличением** концентрации удельная электропроводность сначала **растёт** как в растворах **сильных**, так и **слабых** электролитов, так как увеличивается количество ионов в растворе



3) Далее с ростом концентрации наблюдается **максимум** и в области высоких концентраций – уменьшение удельной электропроводности:

- для **СИЛЬНЫХ** электролитов это связано с увеличением вязкости растворов и усилением электростатического взаимодействия между ионами, что уменьшает скорость их движения и, соответственно, удельную электропроводность;
- для **слабых** электролитов понижение удельной электропроводности в области высоких концентраций связано с **уменьшением степени диссоциации** и, следовательно, уменьшением количества ионов



**Зависимость**

**удельной**

**электропроводности**

**от температуры**

- При повышении температуры **удельная электропроводность растворов электролитов возрастает**, что вызвано увеличением скорости движения ионов за счёт понижения вязкости раствора и уменьшения сольватированности ионов

$$\kappa_{T_2} = \kappa_{T_1} [1 + \alpha(T_2 - T_1)]$$

$\alpha$  – температурный коэффициент проводимости

- Для солей  $\alpha \approx 0,02$ . Это означает, что повышение температуры на один градус приводит к увеличению электропроводимости примерно на 2%.
- **Следует отметить, что электрическая проводимость металлов при повышении температуры уменьшается**

# Молярная электропроводность

- **Молярная электропроводность  $\lambda$  (лямбда) – это проводимость раствора, содержащего 1 моль вещества при расстоянии между электродами, равном 1 м**
- **Молярная электропроводность является величиной, обратной сопротивлению раствора, содержащего 1 моль вещества и помещённого между двумя параллельными электродами, расположенными на расстоянии 1 м**

**Молярная электропроводность  
связана с удельной  
электропроводностью формулой**

$$\lambda = \frac{\kappa}{C} \quad [\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}; \text{См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}]$$

**$C$  – молярная концентрация,  
 $\text{моль}/\text{м}^3$**

**Для практических расчётов  
используется уравнение**

$$\lambda = \frac{1000 \cdot \kappa}{C} \quad [\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}]$$

**$\kappa$  - удельная электропроводность,  
 $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$**

# Зависимость молярной электропроводности от разбавления $V$

Величина

$$\frac{1}{c} = V$$

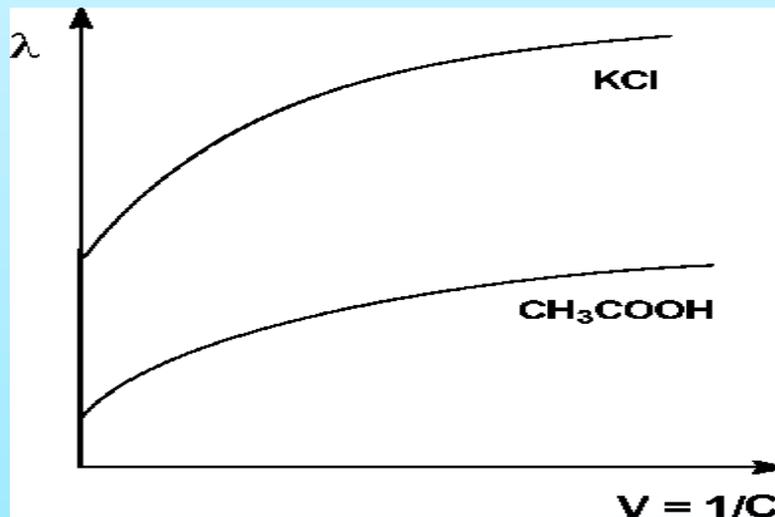
называется

разведением (разбавлением) раствора

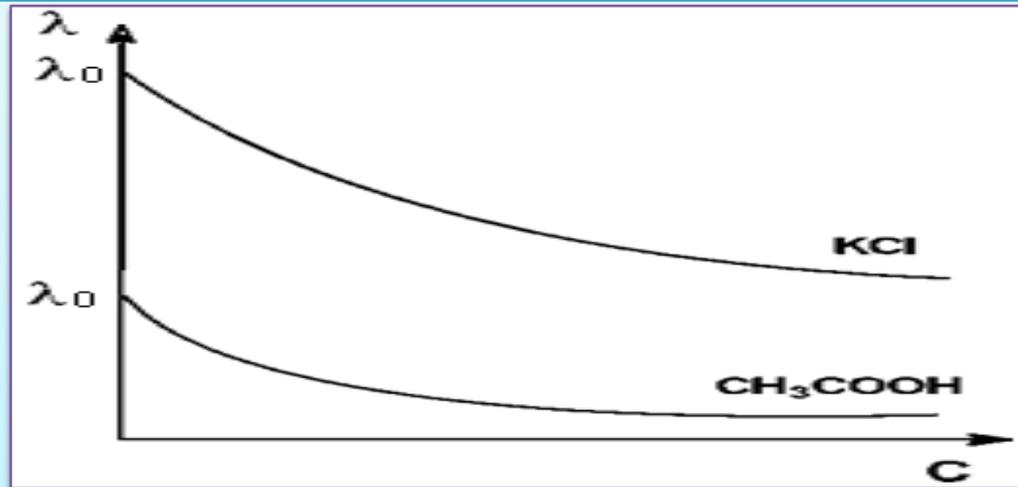
Молярная электропроводность  $\lambda$  как сильных, так и слабых электролитов

**увеличивается с увеличением разбавления**

раствора



# Зависимость молярной электропроводности от молярной концентрации $C$



- Молярная электропроводность  $\lambda$  как сильных, так и слабых электролитов увеличивается с уменьшением концентрации. С увеличением разбавления раствора  $\lambda$  достигает некоторого предельного значения  $\lambda_0$ .

$\lambda_0$  - предельная молярная электропроводностью при бесконечном разведении

**В предельно разбавленных  
растворах  $\lambda_0$  является**

**постоянной**

**характеристикой раствора,  
не зависящей от изменения  
концентрации электролита.**

**Является табличной  
величиной**

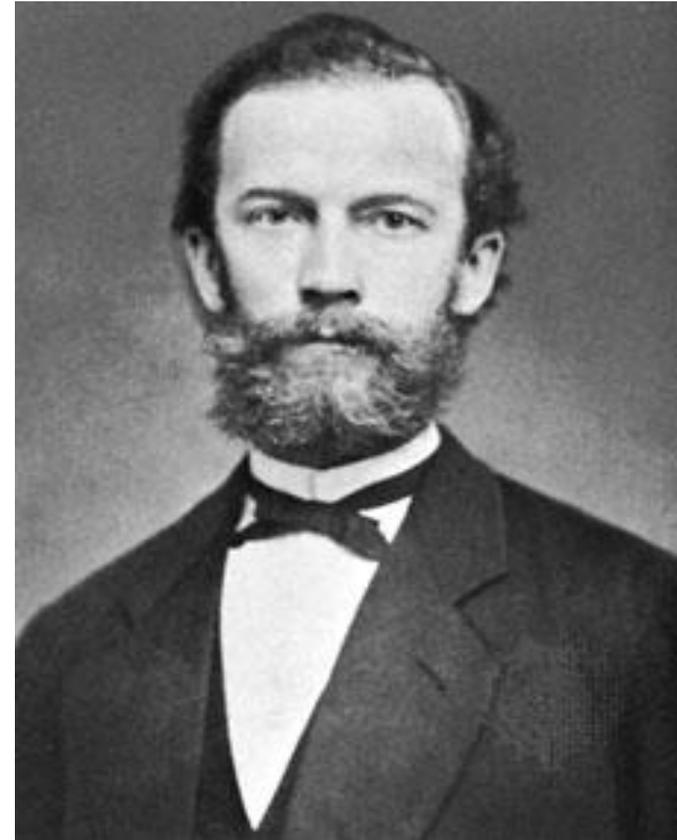
# Закон Кольрауша

- Закон *аддитивности* электропроводности:

Молярная электрическая проводимость при бесконечном разведении равна сумме электролитических подвижностей катиона и аниона данного электролита:

$$\lambda_0 = \lambda_{0,+} + \lambda_{0,-}$$

Тогда  $\kappa = (\lambda_{0,+} + \lambda_{0,-})C$



Фридрих Кольрауш  
1840-1910

• *Физический смысл закона*

*Кольрауша*: в растворе

электролита ионы

переносят

электрический ток

независимо друг от

друга

**• Подвижность иона связана со скоростью его движения. Подвижности катиона и аниона пропорциональны абсолютным скоростям движения ионов:**

$$\lambda_{0,+} = F \cdot U_+ ; \quad \lambda_{0,-} = F \cdot U_-$$

**F - единица количества электричества, постоянная Фарадея,  $F = 96494$  Кл/моль.**

**$U_+$  и  $U_-$  - абсолютные**

**подвижности катиона и аниона**

## **Закон разведения Оствальда для бинарных электролитов**

$$K_{\text{Д}} = \frac{\alpha C_0 \cdot \alpha C_0}{C_0 - \alpha C_0} = \frac{\alpha^2 C_0}{1 - \alpha}$$

**$K_{\text{Д}}$  - константа диссоциации,  
 $\alpha$  - степень диссоциации**

## Связь между константой диссоциации и молярной электропроводностью

Для бинарного электролита закон Оствальда можно записать следующим образом:

$$K_d = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \frac{1}{V}$$

Подставляя уравнение Аррениуса в уравнение Оствальда, получим:

$$K_d = \frac{\lambda^2 C}{\lambda_0(\lambda_0 - \lambda)}$$

# Молярная электропроводимость сильных электролитов

Закон Кольрауша для сильных электролитов:

$$\lambda = \lambda_0 - A\sqrt{C}$$

$A$  – эмпирическая константа (при данной температуре) для данного электролита и растворителя

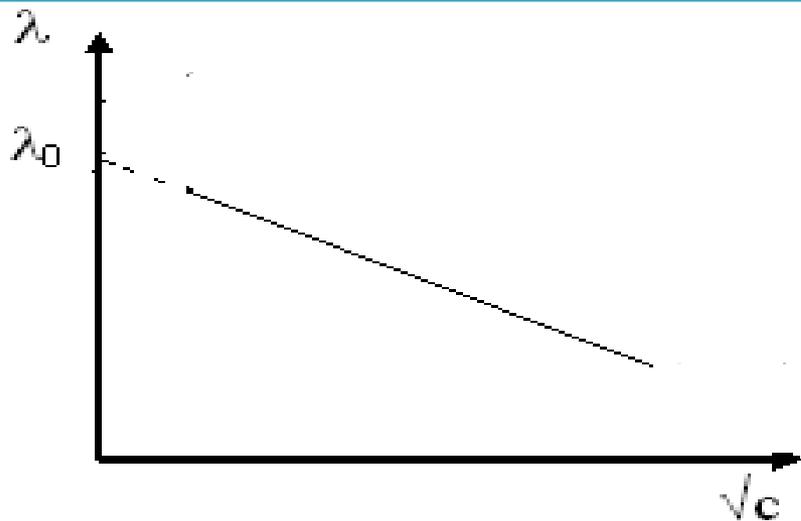
$\lambda$  и  $\lambda_0$  молярная электропроводность раствора при концентрации  $C$  и при бесконечном разведении

# Молярная электропроводимость сильных электролитов

Закон Кольрауша для сильных электролитов:

$$\lambda = \lambda_0 - A\sqrt{C}$$

Приготовить раствор, концентрация которого равна нулю, невозможно, поэтому величину  $\lambda_0$  определяют графически.



Если приготовить ряд растворов различной концентрации, измерить их проводимость  $\lambda$ , рассчитать и построить график  $\lambda = f(\sqrt{C})$ , то экстраполируя полученную прямую на ось ординат ( $C = 0$ ), можно определить  $\lambda_0$

# Молярная электропроводимость слабых электролитов

Молярная проводимость слабых электролитов значительно меньше, чем для растворов сильных электролитов.

Это связано с тем, что даже при низких концентрациях степень диссоциации слабых электролитов мала.

- *Повышение молярной проводимости слабых электролитов при разбавлении растворов связано с увеличением степени диссоциации в соответствии с законом разбавления Оствальда.*

$$K_d = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \frac{1}{V}$$

$$\frac{1}{C} = \nu$$

**С.Аррениус высказал  
предположение, что молярная  
проводимость слабого электролита  
связана с его степенью диссоциации  
выражением  
(уравнение Аррениуса):**

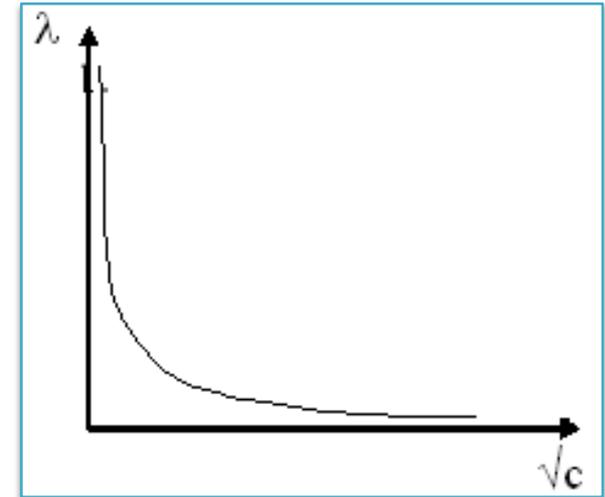
$$\alpha = \lambda / \lambda_0$$

# Молярная электропроводимость слабых электролитов

Степень диссоциации слабого электролита можно

**рассчитать**, если известна его предельная молярная проводимость  $\lambda_0$ .

Определить  $\lambda_0$  **графически** путем экстраполяции графика  $\lambda = f(\sqrt{C})$  **нельзя**, т.к. кривая при уменьшении концентрации **асимптотически** приближается к оси ординат



Электрофоретический эффект  
торможения обусловлен тем, что при наложении электрического поля **ион начинает двигаться в одну сторону, а его ионная атмосфера - в другую.** Движение разноименно заряженных ионов в противоположные стороны создает дополнительное торможение движению рассматриваемого иона. С увеличением концентрации плотность ионной атмосферы увеличивается, следовательно, увеличивается тормозящий электрофоретический эффект.

Таким  
образом,  
*электрофоретический*  
*эффект* снижает *эквивалентную*  
*электрическую проводимость*  
пропорционально корню  
квадратному из концентрации  
электролита

Различают *электрофоретическое* и *релаксационное торможения*. Электрофоретический эффект возникает потому, что при наложении электрического поля центральный гидратированный ион и ионная атмосфера сдвигаются в противоположных направлениях, что вызывает дополнительную электрофоретическую силу трения, уменьшающую абсолютную скорость передвижения иона

Релаксационный эффект или эффект симметрии вызывается тем, что при движении иона ионная атмосфера разрушается, а вновь образованная несимметрична; ее плотность впереди движущегося иона меньше, чем позади.

Релаксационный эффект исчезает при такой частоте переменного поля, когда взаимные смещения иона и ионной атмосферы малы и ионная атмосфера практически симметрична.

# Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Сформулируйте закон Кольрауша



# Основная литература

- [Физическая и коллоидная химия](#) : учебник А. П. Беляев, В. И. Кучук ; ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014.
- [Физическая и коллоидная химия](#) : учебник ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2010.
- [Физическая и коллоидная химия](#) [Электронный ресурс] : учебник. - Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970427668.html> А. П. Беляев, В. И. Кучук ; ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014.
- ЭБС Консультант студента (ВУЗ)

# Дополнительная литература

1. [Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем](http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970424285.html) [Электронный ресурс] : учебник. - Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970424285.html>  
Ю. А. Ершов М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013.  
ЭБС Консультант студента (ВУЗ)
2. Типовые расчеты по физической и коллоидной химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/45679/> А. Н. Васюкова, О. П. Задачаина, Н. В. Насонова [и др.] СПб. : Лань, 2014. ЭБС
3. Типовые расчеты по физической и коллоидной химии : учеб. пособие А. Н. Васюкова, О. П. Задачаина, Н. В. Насонова [и др.] СПб. : Лань, 2014.
4. Физическая и коллоидная химия. Задачник : учеб. пособие . А. П. Беляев, А. С. Чухно, Л. А. Бахолдина [и др.] ; ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014.

## Дополнительная литература

5. Физическая и коллоидная химия. Задачник [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970428443.html> А. П. Бе­ляев, А. С. Чухно, Л. А. Бахолдина [и др.] ; ред. А. П. Бе­ляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. ЭБС Консультант студента (ВУЗ)
6. Физическая и коллоидная химия. Практикум обработки экспериментальных результатов : учеб. пособие А. П. Бе­ляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2015.
7. Физическая и коллоидная химия. Руководство к практическим занятиям : учеб. пособие ред. А. П. Бе­ляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012.

# Дополнительная литература

8. Физическая и коллоидная химия. Руководство к практическим занятиям [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа:  
<http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970422076.html>  
ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012. ЭБС  
Консультант студента (ВУЗ)
9. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник. -  
Режим доступа:  
<http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970423905.html>  
Ю. Я. Харитонов М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. ЭБС  
Консультант студента (ВУЗ)
10. Химия: Основы химии живого : учеб. для вузов В. И. Слесарев СПб. : Химиздат, 2007. 299

**Спасибо за внимание**



**Тянь-Шань**

Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, концентрации раствора, температуры, присутствия одноименного иона и других факторов.

**1. Природа электролита и растворителя.** Диссоциация электролитов с ионной и ковалентной полярной связями протекает различно.

При растворении в воде ионных соединений, к примеру хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , дипольные молекулы воды ориентируются вокруг ионов  $\text{Na}^+$  и хлорид-ионов  $\text{Cl}^-$ . При этом положительные полюсы молекул воды притягиваются к хлорид-ионам  $\text{Cl}^-$ , отрицательные полюсы - к положительным ионам  $\text{Na}^+$ . Происходит взаимодействие между молекулами растворителя и ионами электролита. Этот процесс принято называть *гидратацией* и является первой стадией диссоциации. В результате него притяжение между ионами в кристаллической решетке  $\text{NaCl}$  ослабевает и кристаллическая решетка разрушается. В раствор переходят уже гидратированные ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  (рис. 1.1), т.е. ионы окружены гидратной оболочкой, состоящей из диполей воды.

Диссоциация ионных соединений протекает полностью. Так диссоциируют щелочи и соли:  $\text{KCl}$ ,  $\text{LiNO}_3$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$  и др.

При растворении в воде веществ с полярной ковалентной связью, к примеру молекул  $\text{HCl}$ , дипольные молекулы электролита взаимодействуют с дипольными молекулами воды. Под действием молекул воды происходит сильное смещение связывающих электронов в молекуле  $\text{HCl}$  и связь  $\text{H}-\text{Cl}$  становится ионной. В результате диссоциации электролита в растворе образуются гидратированные ионы (рис. 1.2).