

# **Растворы.**

## **Растворы электролитов и неэлектролитов.**

Теория электролитической диссоциации.

Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля.

Теория слабых электролитов Оствальда.

# В каком стакане находится раствор?



1

Глина + вода



2

Медный купорос + вода



3

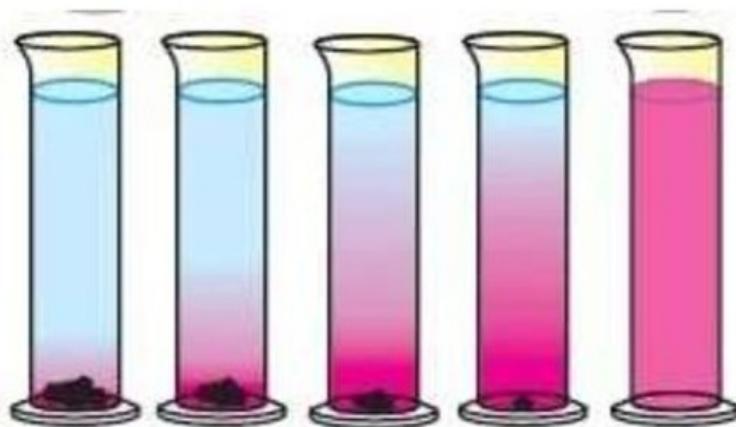
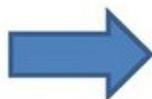
Растительное масло + вода

**Растворы** – гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов.

**Растворитель** – компонент раствора, концентрация которого выше других компонентов, находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор.

**Растворенное вещество** – компонент раствора, взятый в недостатке.

- **Растворение** — переход молекул вещества из одной фазы в другую. Происходит в результате взаимодействия атомов (молекул) растворителя и растворённого вещества.



- При растворении **межфазная граница исчезает**, при этом **меняются физические свойства раствора** (например, плотность, вязкость, иногда — цвет, и другие).

# Истинные растворы.

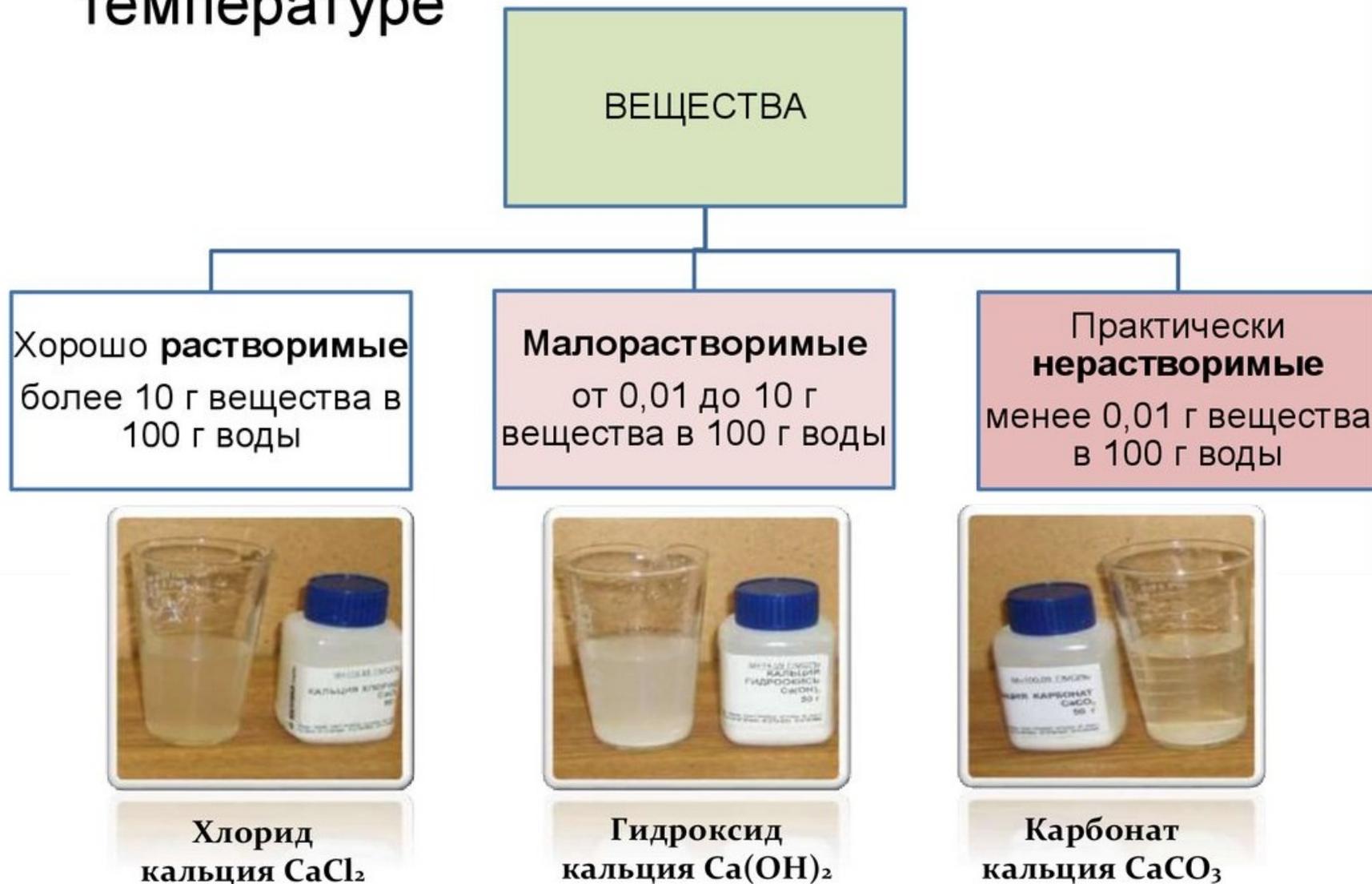
Размеры частиц составляют  $10^{-8}$  см (менее 1 нм), т.е. равны размерам молекул и ионов.

Они не видны невооруженным глазом.  
Системы - **гомогенные**.

(растворы сахара, спирта, неэлектролитов, электролитов и слабых электролитов).



- Растворимость выражают при помощи массы вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре



Если молекулы растворителя **неполярны** или **малополярны**, то этот растворитель будет хорошо растворять вещества с **неполярными** молекулами. Хуже будет растворять с большей полярностью.

И практически не будет с ионным типом СВЯЗИ.

*К полярным растворителям относят воду и глицерин.*



*К малополярным спирт и ацетон.*

*К неполярным хлороформ, эфир, жиры, масла.*



# Виды растворов

В зависимости от растворимости твердых веществ различают следующие виды растворов:

## Ненасыщенный раствор

- Раствор, в котором данное вещество при данной температуре **ещё растворяется**



## Насыщенный раствор

- Раствор, в котором данное вещество при данной температуре **больше не растворяется**
- Содержит **максимальное количество** растворённого вещества при данной температуре



## Пересыщенный раствор

- Раствор, который содержит растворённого вещества **больше**, чем его содержится в насыщенном растворе при данной температуре



# Химическая (сольватная) теория растворов

Химическая или сольватная теория растворов предложена Д.И. Менделеевым (1887 г.).

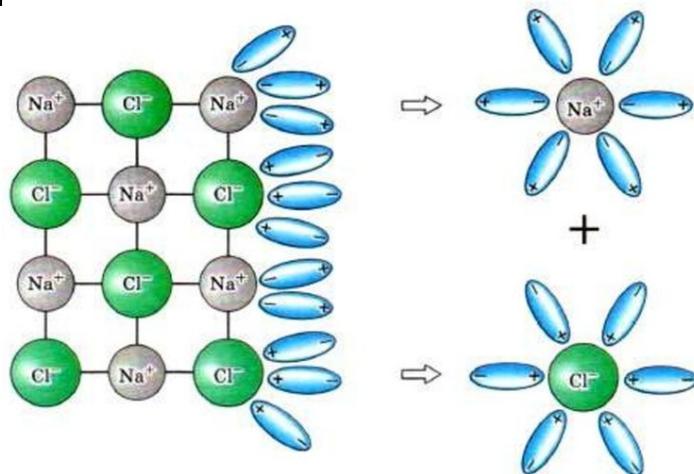
**Суть этой теории состоит в том, что между частицами растворенного вещества и молекулами растворителя происходит взаимодействие, в результате которого образуются нестойкие соединения переменного состава называемые сольватами или гидратами, если растворителем является вода.**

Менделеев, посвятивший исследованиям растворов более сорока лет, первым указал, что в реальном растворе могут существовать не только частицы растворенного вещества и растворителя (примерами таких растворов являются растворы  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  в воде или в жидких углеводородах), но часто может происходить химическое или физическое взаимодействие частиц растворяемого вещества с растворителем. Это легло в основу разработанной им теории растворов.

**Сольватация** – процесс взаимодействия молекул растворителя и растворяемого вещества.

Сольватация в водных растворах называется **гидратацией**.

В результате чего образуются молекулярные агрегаты - **гидраты**.



гидратированные ионы

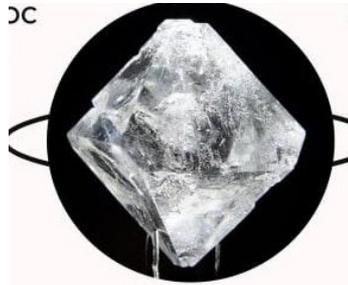
● Молекулы воды из гидратной оболочки иногда могут вступать в химическую реакцию с растворенным веществом, образуя уже настоящее химическое соединение с постоянным составом, которые можно выделить из раствора, осторожно упаривая воду.

● Эти соединения называются *кристаллогидратами*.

– твердые соли, в состав ионных кристаллов которых входят молекулы воды



глауберова соль  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$



алюмокалиевые квасцы  
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$



кальций сульфат дигидрат  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс



натрий карбонат декагидрат  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллическая сода



калий хром(III) дисульфат додекагидрат  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  — хромокалиевые квасцы

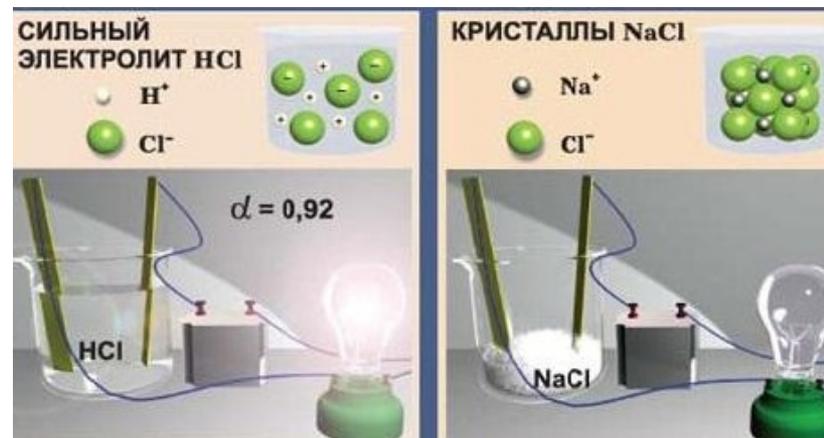
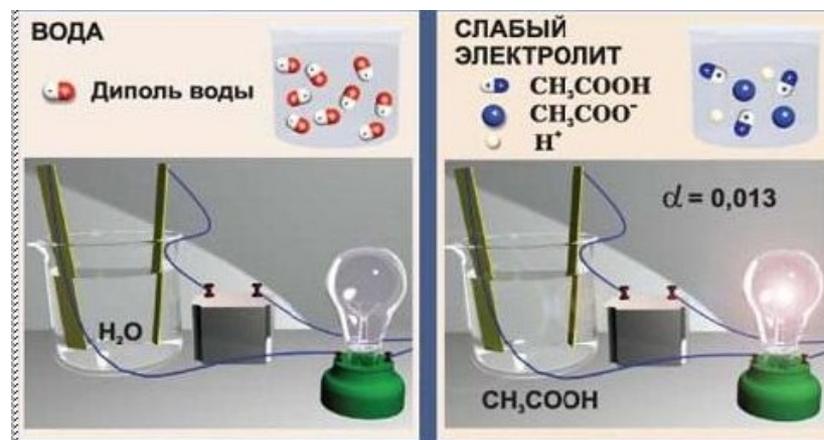


медный купорос  
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

**Электролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.**

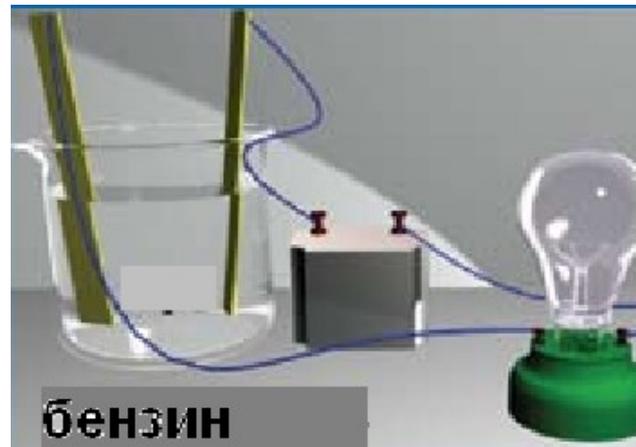
К электролитам относятся *соли, кислоты и щелочи*. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.



**Неэлектролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.**

**К неэлектролитам относятся, например, кислород, водород, многие органические вещества.**

**В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи.**



# ВЕЩЕСТВА

## ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Вещества, которые в водных растворах или расплавах распадаются на ионы и **проводят электрический ток**

Кислоты  
Основания  
Соли

## НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

Вещества, которые в водных растворах или расплавах **не распадаются на ионы и НЕ проводят электрический ток**

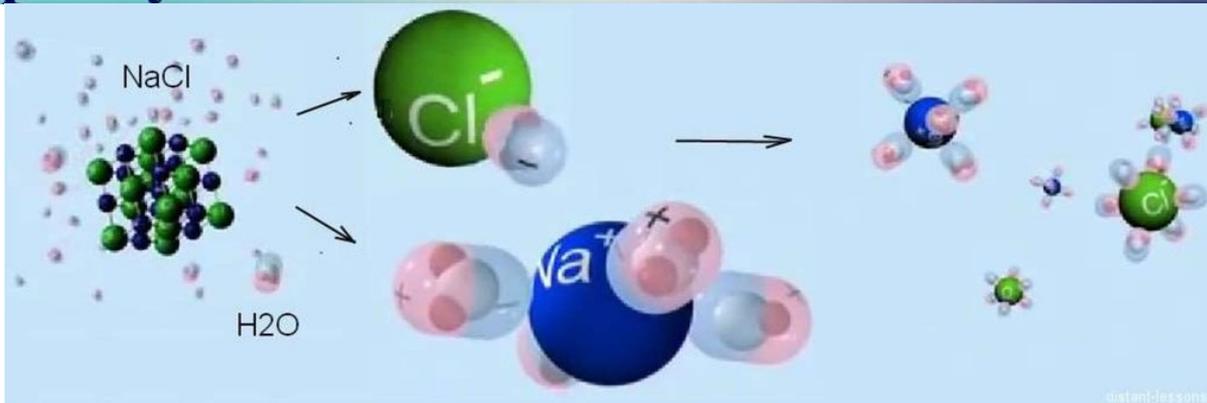
Многие органические вещества (спирты, эфиры, бензол и другие)  
Двухатомные газы:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ...  
Благородные газы: He, Ne, Ar...  
Оксиды

# С.Аррениус- основоположник теории электролитической диссоциации



Сванте  
Аррениус

В 1887г. Шведский учёный С.Аррениус для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил теорию электролитической диссоциации. В дальнейшем эта теория была развита многими учёными, в том числе И.А. Каблуковым и В.А. Кистяковским.



# Основные положения ТЭД

1. Молекулы электролитов **диссоциируют** на положительно заряженные ионы (**катионы**) и отрицательно заряженные ионы (**анионы**).

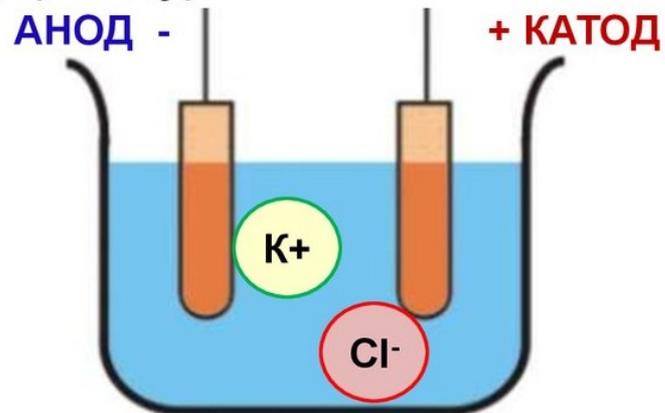


Молекула

катион

анион

2. При пропускании через раствор или расплав электрического тока **катионы** движутся к отрицательно заряженному электроду (**катоду**), а **анионы** движутся к положительно заряженному электроду (**аноду**).



3. Диссоциация многих электролитов — процесс обратимый.

Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (ионизация или диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация или моляризация).

Уравнение диссоциации азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$  записывается таким образом:



**Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов, так как растворы и расплавы нейтральны.**

# Механизм электролитической диссоциации.

При растворении в воде ионных соединений, например, NaCl, его ионы, находящиеся в узлах кристаллической решетки, взаимодействуют с диполями воды.

При этом **положительные полюсы** молекул воды притягиваются к **отрицательным Cl<sup>-</sup>**, **отрицательные полюсы** - к **положительным Na<sup>+</sup>**.

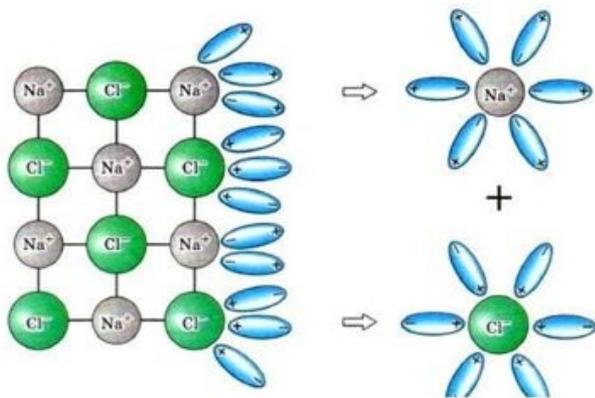
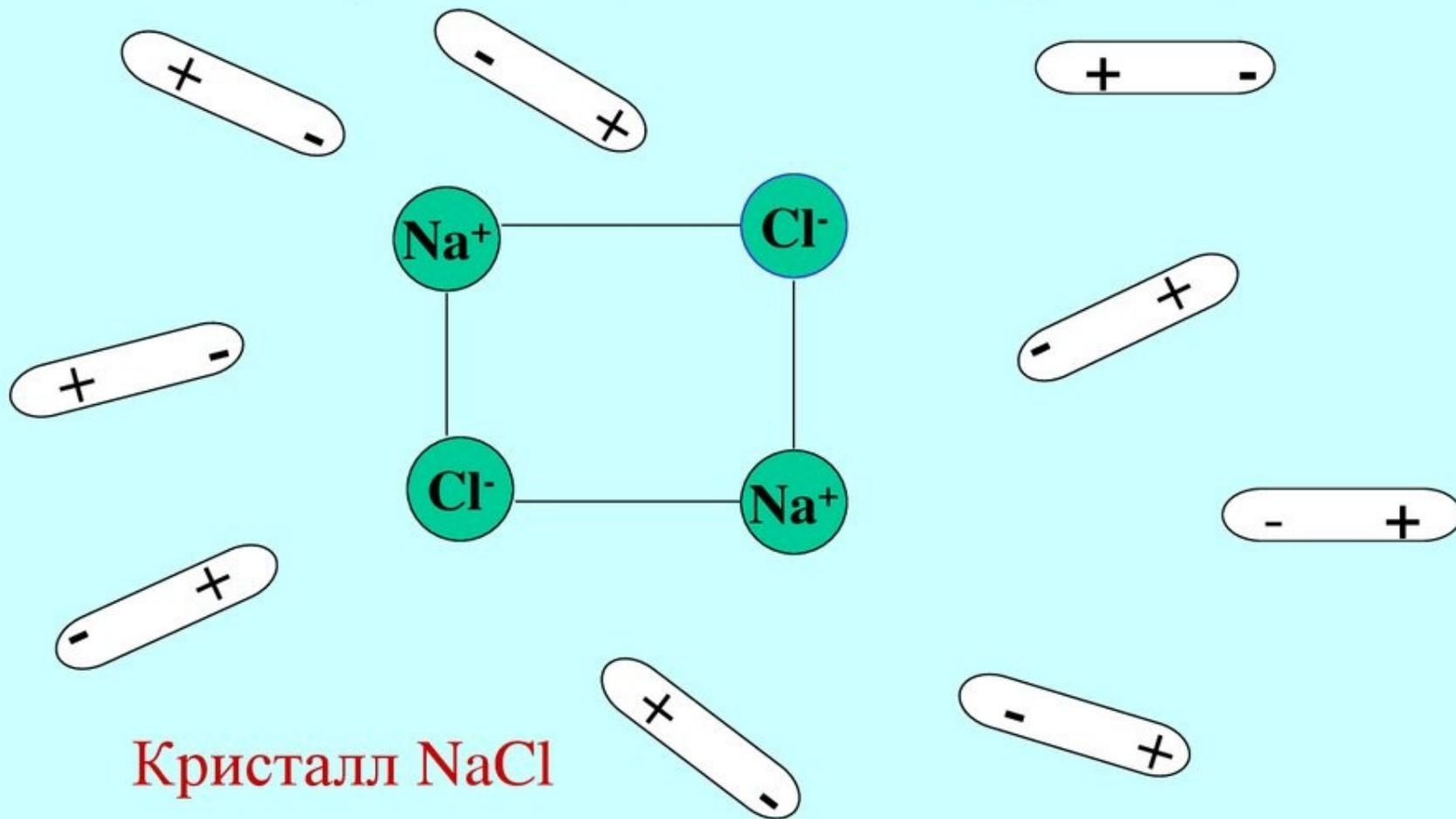


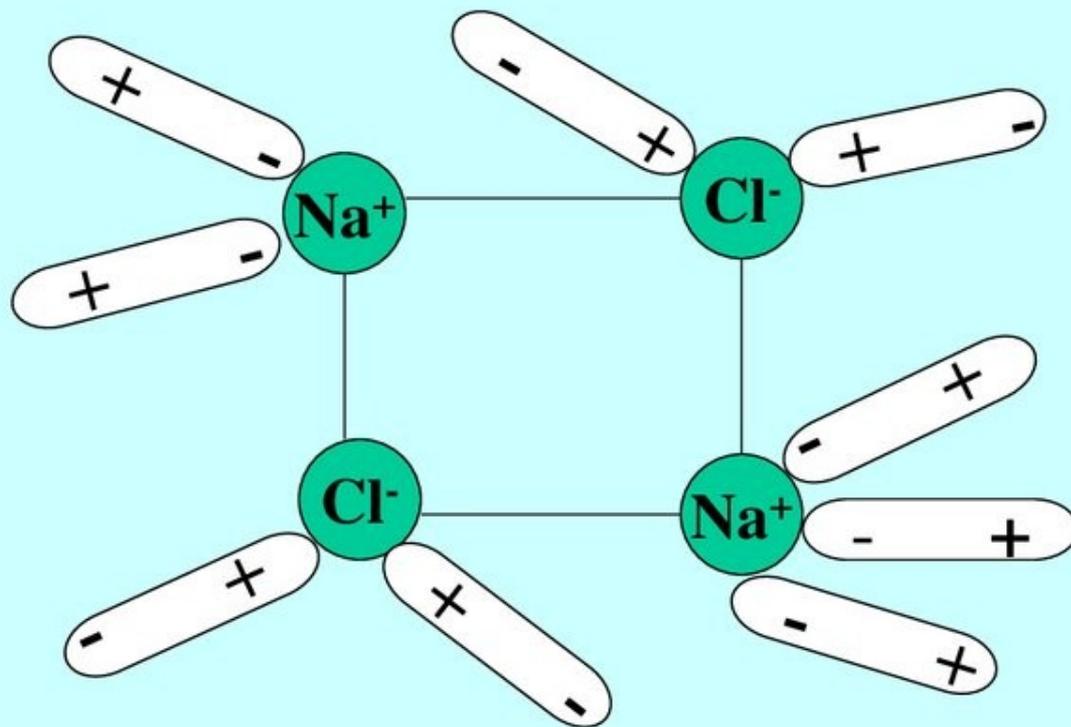
Схема ЭД хлорида натрия на **гидратированные ионы**.

# Механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью 1 – ориентация и 2 – гидратация



# Механизм электролитической диссоциации веществ с ионной связью

## 3 - диссоциация



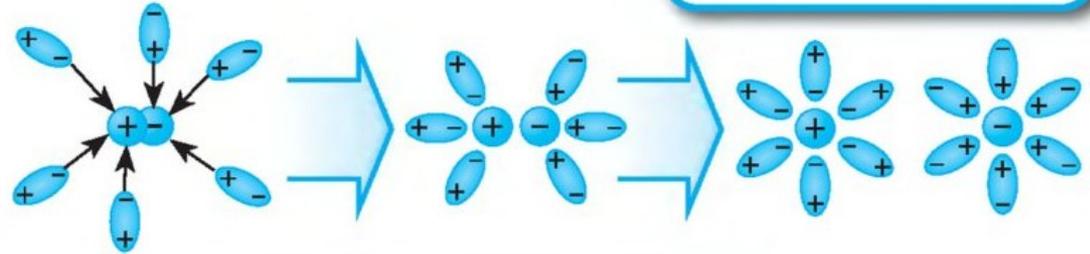
**Гидратированные  
ионы**

# Механизм диссоциации электролитов с полярной

## СВЯЗЬЮ

➤ с ковалентным типом химической связи (HCl)

+ - — диполь воды  
+ — ионы  $H^+$   
- — ионы  $Cl^-$

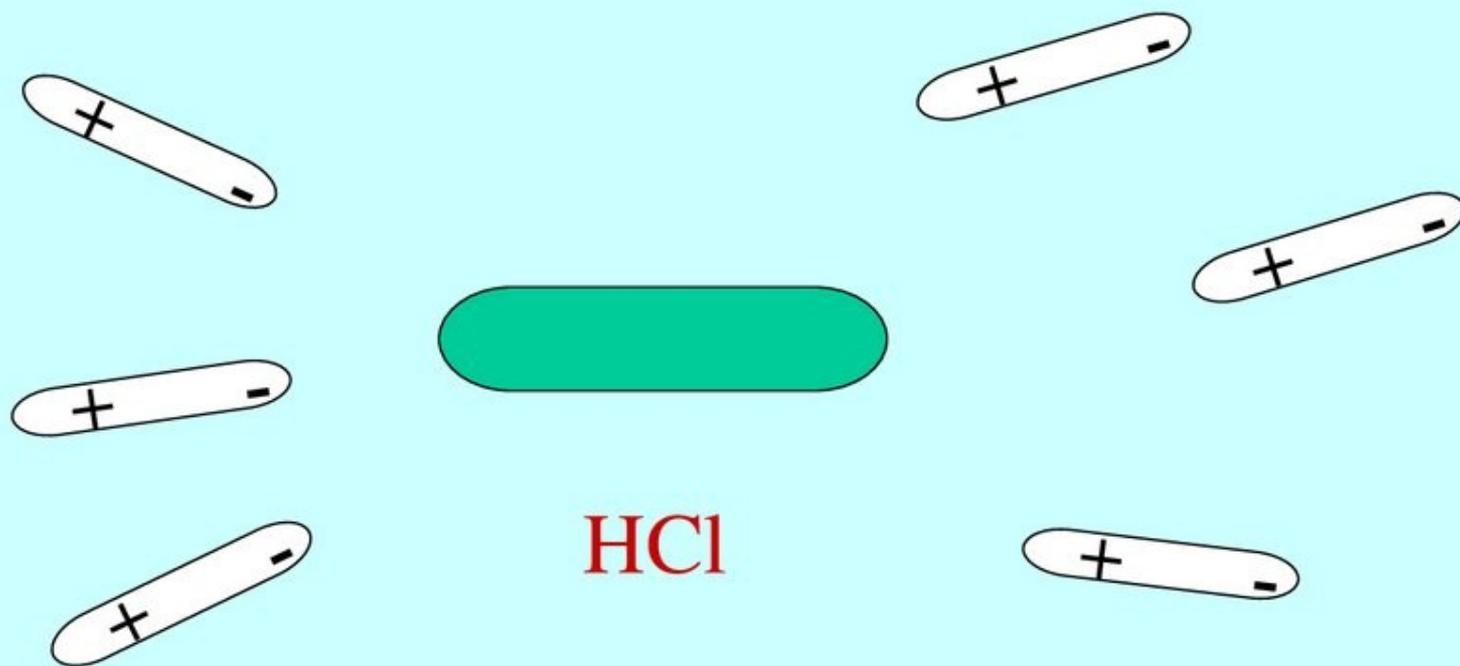


1. ориентация;
2. гидратация;
3. ионизация-превращение ковалентной полярной связи в ионную;
4. диссоциация.

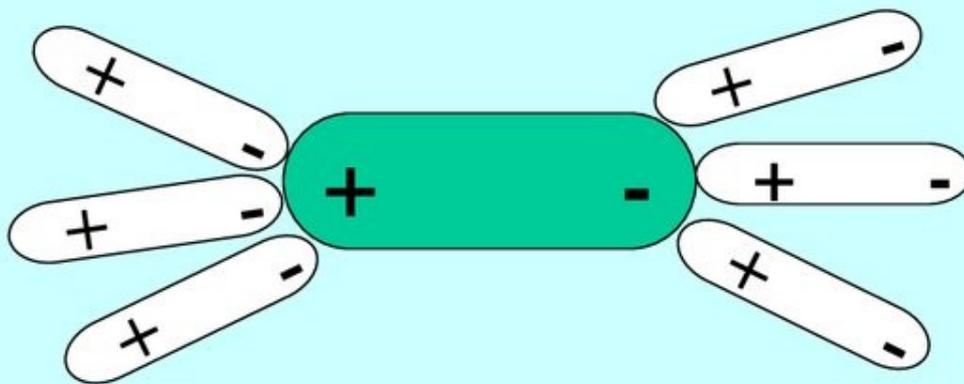
- Вокруг каждой полярной молекулы вещества (HCl), определенным образом ориентируются диполи воды.
- При взаимодействии с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную.
- В результате образуются свободные гидратированные ионы.

# Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью

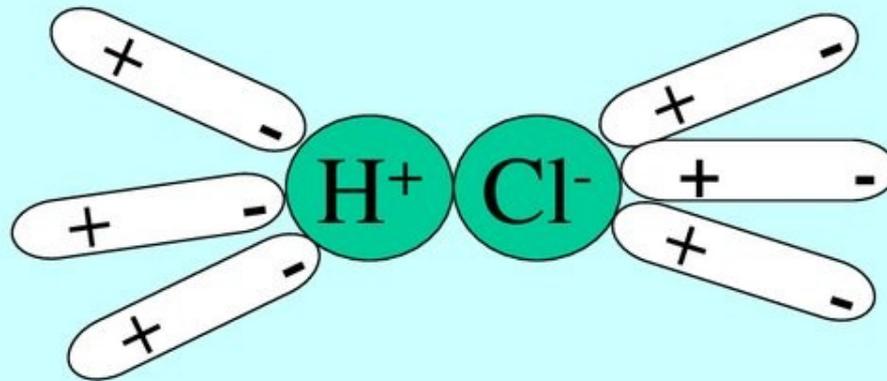
1 – ориентация и 2 – гидратация



**Диссоциация веществ с ковалентной  
полярной связью  
3 – ионизация (переход ковалентной  
связи в ионную)**



# Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью 4 - диссоциация



Гидратированные  
ионы

## Степень диссоциации (ионизации)

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы.

Другие электролиты распадаются на ионы частично. Большая часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде.

В растворах таких электролитов одновременно присутствуют ионы и недиссоциированные молекулы растворенного вещества.

Для количественной характеристики соотношения диссоциированных и недиссоциированных молекул электролита используют понятие

**«степень электролитической диссоциации».**

Степень диссоциации обозначают буквой « $\alpha$ » и часто выражают в процентах, реже в долях единицы.

**Степень электролитической диссоциации равна отношению числа молекул, которые распались на ионы, к общему числу растворенных молекул электролита:**

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

где  $n$  - число молекул, распавшихся на ионы;

$N$  - общее число растворенных молекул.

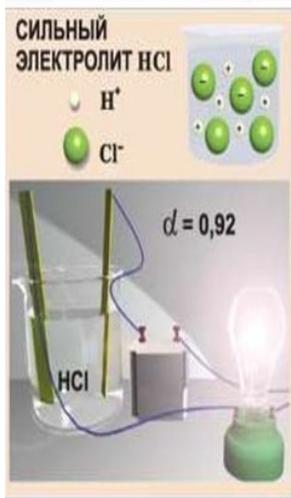
Название кислоты	Формула	КД	$\alpha$ , % (1 М)
Азотная	HNO <sub>3</sub>	-	98
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	$5,1 \cdot 10^{-4}$	2
Иодоводородная	HI	-	100
Кремниевая	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	$2,2 \cdot 10^{-10}$	0,0015
Марганцовая	HMnO <sub>4</sub>	-	99,5
Мышьяковая	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	$6,0 \cdot 10^{-3}$	7,4
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-	100
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-2}$	12
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	0,02
Соляная	HCl	-	100
Угльная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,5 \cdot 10^{-7}$	0,06

# Сильные и слабые электролиты

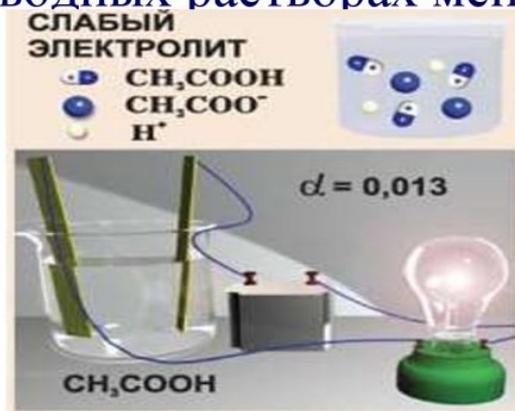
**Сильные электролиты** — это такие электролиты, для которых степень диссоциации в водных растворах равна 1 (100%).

*К сильным электролитам относятся:*

1. Практически все соли;
2. Кислоты -  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ;
3. Щелочи-  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ .



**Слабые электролиты** — это такие электролиты, для которых степень диссоциации в водных растворах меньше 1 (100%).



*К слабым электролитам относятся:*

1. Слабые кислоты -  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$
2. Слабые малорастворимые в воде основания и амфотерные гидроксиды:  $\text{Fe(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$ ,  $\text{Pb(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Cr(OH)}_3$ ;
3. Вода  $\text{H}_2\text{O}$ .
4.  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

## Факторы, влияющие на диссоциацию

**Степень ионизации электролита зависит от его концентрации в растворе.**

Разбавление раствора ведет к повышению степени диссоциации электролита, потому что с уменьшением его концентрации уменьшается вероятность встречи ионов в растворе.

Повышение концентрации электролита в растворе понижает степень его ионизации.

# Факторы, влияющие на диссоциацию

**Степень ионизации зависит и от изменения температуры раствора электролита.**

При повышении температуры степень диссоциации электролита увеличивается.



## Факторы, влияющие на диссоциацию

**На степень диссоциации влияет добавление одноименных ионов к раствору слабого электролита.**

Например, если к раствору уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  прилить раствор ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , то равновесие обратимого процесса диссоциации уксусной кислоты

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$  согласно принципу Ле-Шателье смещается влево. Поэтому степень диссоциации уксусной кислоты уменьшается.

## Константа диссоциации (ионизации)

Для количественной характеристики слабых электролитов применяют константу диссоциации (K). Любая обратимая реакция характеризуется константой равновесия.

В случае диссоциации константу равновесия называют константой диссоциации (K<sub>д</sub>) или константой ионизации.

Для слабого электролита общей формулы:



согласно закону действия масс, в состоянии равновесия, константа диссоциации равна:

$$K_{д} = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_nB_m]}$$

# Константа диссоциации (ионизации)

Величина константы ионизации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа диссоциации, тем больше ионов в его растворе, тем сильнее электролит. Например:

$$K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2 \cdot 10^{-5};$$

$$K_d(\text{HCN}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 7 \cdot 10^{-10} \text{ при } 25^\circ\text{C}.$$

**Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов — катионы водорода  $H^+$ .**



**Слабые многоосновные кислоты**

**( $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $H_3PO_4$ ) диссоциируют ступенчато и характеризуются несколькими константами диссоциации.**

**Число ступеней диссоциации равно основности слабой кислоты.**

На первой ступени диссоциации сероводородной кислоты:



$$K'_d = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]} = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

$$K'_d = \frac{[H^+] \cdot [HS^-]}{[H_2S]} = 6,0 \cdot 10^{-8}$$

$$K''_d(HS^-) = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

На второй ступени диссоциации от сложного гидросульфид-иона  $HS^-$  отщепляется катион водорода  $H^+$  по уравнению:



$$K''_d(HS^-) = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Сравнение величин  $K'_d$  и  $K''_d$  показывает, что диссоциация по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой.

**Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов — гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .**

Например:



**Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато и характеризуются несколькими константами диссоциации.**

**Число ступеней диссоциации равно кислотности слабого основания.**



$$K'_d = \frac{[\text{PbOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,6 \cdot 10^{-4} (t^\circ = 25^\circ\text{C})$$

На второй ступени диссоциации происходит отщепление гидроксид-иона от сложного катиона  $\text{PbOH}^+$



$$K''_d = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{PbOH}^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}$$

Вода как слабый электролит в незначительной степени диссоциирует на ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , которые находятся в равновесии с недиссоциированными молекулами



Опытом установлено, что в 1 л воды при комнатной температуре ( $22^\circ\text{C}$ ) диссоциации подвергаются лишь  $10^{-7}$  моль и при этом образуется  $10^{-7}$  моль/л ионов  $\text{H}^+$  и  $10^{-7}$  моль/л ионов  $\text{OH}^-$ .

**Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называется ионным произведением воды (обозначается  $K_{\text{в}}$ ).**

При определенной температуре  $K_{\text{в}}$  — величина постоянная.

Численное значение его при температуре  $22^\circ\text{C}$  равно  $10^{-14}$ :

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

**Из постоянства произведения  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  следует, что при увеличении концентрации одного из ионов воды соответственно уменьшается концентрация другого иона.**

Это позволяет вычислять концентрацию  $H^+$ -ионов, если известна концентрация гидроксид-ионов  $OH^-$ , и наоборот.

Если в водном растворе  $[H^+] = 10^{-3}$  моль/л, то  $[OH^-]$  определяется так:

$$[OH^-] = \frac{K_B}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

# Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля

## Основные положения теории разбавленных растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля:

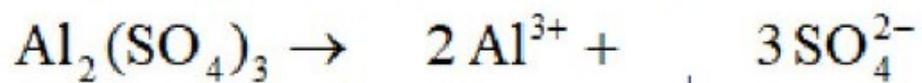
1. Электролит состоит целиком из ионов (полностью диссоциирован).
2. Ионы – заряженные точки.
3. Каждый ион окружен сферической «ионной атмосферой» с зарядом, равным по величине и противоположным по знаку заряду самого иона.
4. Взаимодействие ионов чисто электростатическое.
5. Растворитель – непрерывная среда с диэлектрической проницаемостью  $\epsilon$ , он влияет на межионное взаимодействие.

### Уравнение диссоциации сильного электролита:



Для  $c$  М раствора сильного электролита

$$c(\text{Kt}^{x+}) = a \cdot c, \quad c(\text{An}^{y-}) = b \cdot c$$



$$\begin{array}{l|l|l} 0,05 \text{ моль/л} & 2 \cdot 0,05 = & 3 \cdot 0,05 = \\ & = 0,1 \text{ моль/л} & = 0,15 \text{ моль/л} \end{array}$$

**Коэффициент активности иона  $f$  ( $0 < f \leq 1$ )** – величина, которая связывает аналитическую концентрацию иона  **$c$**  с **активностью иона  $a$**  (эффективной концентрацией, учитывающей межионные взаимодействия в реальном растворе).

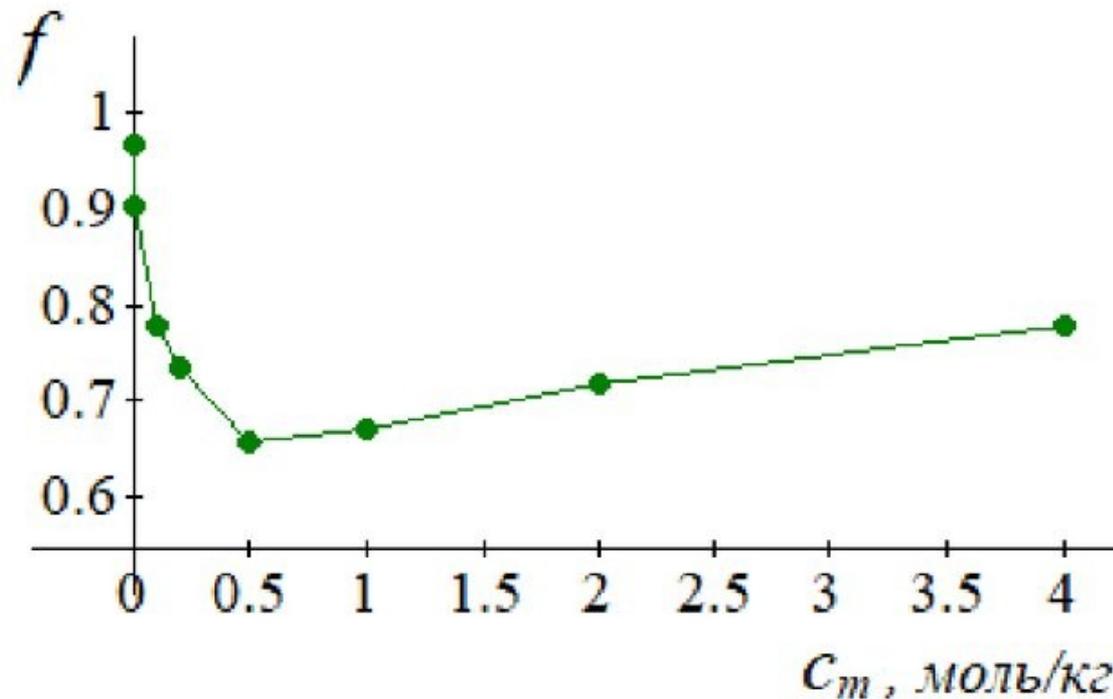
$$a = f \cdot c.$$

Чем сильнее взаимодействия, тем меньше  **$f$** . При разбавлении раствора межионные взаимодействия слабеют,  **$f \rightarrow 1$** , а  **$a \rightarrow c$**

$$\lim_{c \rightarrow 0} f = 1 \Leftrightarrow \lim_{c \rightarrow 0} a = c$$

При росте концентрации значение  $f$  сначала падает, а затем может вновь начать расти, т. к. уменьшается степень сольватации ионов, что приводит к падению интенсивности межйонного взаимодействия.

**График зависимости среднеионного коэффициента активности  $f$  от моляльной концентрации NaCl  $c_m$  в водном растворе при 25 °С**



## Ионная сила растворов

Ионная сила растворов - величина, измеряемая полусуммой произведений концентраций всех находящихся в растворе ионов на квадрат их заряда (понятие введено Г. Льюисом )



$$I = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2)$$

Ионная сила характеризует общее число ионных зарядов в единице объема, независимо от их знаков.  
Размерность - обратна размерности объема.

Ионная сила – удобная характеристика раствора, учитывающая взаимодействие ионов, что важно для изучения биологических систем и физиологических растворов, ионная сила которых, в том числе и 0.9% (0.15м) NaCl равна, как правило, 0.15 .

Коэффициенты активности ионов  $f$   
при различных ионных силах раствора

Ионная сила раствора	Заряд иона z			Ионная сила раствора f	Заряд иона z		
	±1	±2	±3		±1	±2	±3
0,05	0,84	0,50	0,21	0,3	0,81	0,42	0,14
0,1	0,81	0,44	0,16	0,4	0,82	0,45	0,17
0,2	0,80	0,41	0,14	0,5	0,84	0,50	0,21

На основе этих положений выведено уравнение Дебая-Хюккеля, связывающее коэффициент активности с ионной силой:

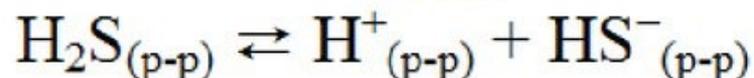
$$\text{при } 0,1 < I < 1 \quad \lg f_i = 0,2I - \frac{0,5 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}} \Leftrightarrow f_i = 10^{0,2I - \frac{0,5 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}}}$$

$$\text{при } I \leq 0,1 \quad \lg f_i = -0,5 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I} \Leftrightarrow f_i = 10^{-0,5 \cdot z_i^2 \cdot \sqrt{I}}$$

Изменение коэффициентов активности (f) KCl, NaCl и LiCl в зависимости от молярного содержания раствора при 25 °С

Концентрация, моль/кг	Изменение f для		
	KCl	NaCl	LiCl
0,001	0,965	0,966	0,965
0,01	0,899	0,903	0,901
0,1	0,754	0,778	0,779
0,2	0,712	0,732	0,756
0,5	0,597	0,656	0,757
1,0	0,569	0,670	0,919
2,0	0,571	0,714	1,174
4,0	0,581	0,779	1,554
5,0	0,599	1,019	

**Слабые электролиты** диссоциируют **ступенчато**, если молекула может распадаться на 2 и более ионов. **Степень** – отрыв одного иона.



**Степень диссоциации (ионизации)  $\alpha$**  – доля числа формульных единиц распавшегося на ионы электролита от их исходного (до диссоциации) числа. У слабых электролитов  $0 < \alpha \ll 1$ .  $\alpha$  зависит от природы вещества и растворителя, концентрации  $c$  ( $c \downarrow, \alpha \uparrow$ ); температуры  $T$  ( $T \uparrow, \alpha \uparrow$ ); присутствия одноименного иона (чем его больше, тем меньше  $\alpha$ ).

**Константа диссоциации  $K_d$  ( $K_d$ )** – константа равновесия обратимой диссоциации слабого электролита. Для **кислот  $K_a$**  [ $a$  – первая буква *acid* – кислота (англ.)], для **оснований  $K_b$**  [ $b$  – первая буква *base* – основание (англ.)]. Номер ступени указывается правым нижним индексом, например  $K_{a,II}$ . Наряду с константой диссоциации используют **ее показатель  $pK_d$** . Значения констант и их показателей приводятся в справочниках.

$$pK_d = -\lg K_d \Leftrightarrow K_d = 10^{-pK_d}.$$

## Вывод уравнения закона разбавления (разведения) Оствальда.

Пусть имеется с М раствор слабого электролита  $Kt^+An^-$ , степень диссоциации которого  $\alpha$ , а константа диссоциации равна  $K_d$ .

Уравнение его диссоциации:



$$\alpha = \frac{c_{\text{дисс}}}{c}, c_{\text{дисс}} = [Kt^+] = [An^-] = c \cdot \alpha,$$

$$[KtAn] = c - c_{\text{дисс}} = c - c \cdot \alpha = c \cdot (1 - \alpha);$$

$$K_d = \frac{[Kt^+] \cdot [An^-]}{[KtAn]} = \frac{c \cdot \alpha \cdot c \cdot \alpha}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

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

Если  $\frac{c}{K_d} > 100$ , то  $\alpha \ll 1$  [ $< 0,05$ ]

$$K_d = c \cdot \alpha^2 \Leftrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}$$

$$[Kt^+] = [An^-] = c \cdot \alpha = c \cdot \sqrt{\frac{K_d}{c}} = \sqrt{K_d \cdot c}$$