

# РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ



# Общая характеристика растворов электролитов

*В технологической практике чаще имеют дело не с индивидуальными веществами, а с гетерогенными или гомогенными смесями веществ.*

**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.

# Классификация растворов

По степени дисперсности или по размеру распределенных частиц:

✓ истинные растворы

$\sim 10^{-10} \text{ — } 10^{-9} \text{ м}$

*(устойчивые дисперсные системы)*

✓ коллоидные растворы

$\sim 10^{-8} \text{ — } 10^{-6} \text{ м}$

✓ взвеси: суспензии (твердые в жидком) и эмульсии (жидкие в жидком)

*(неустойчивые дисперсные системы)*

$\sim 10^{-5} \text{ — } 10^{-4} \text{ м}$

## По агрегатному состоянию:

- ✓ **газовые** (воздух)
- ✓ **жидкие** (морская вода)
- ✓ **твердые** (сплавы)

*Наибольшее распространение и применение имеют жидкие (водные) растворы.*

По электрической проводимости растворы (*истинные р-ры*) делят на два вида:

- ✓ растворы неэлектролитов
- ✓ растворы электролитов

**Неэлектролиты** – вещества, не способные проводить электрический ток.

**Электролиты** – вещества, которые в растворах и расплавах полностью или частично состоят из ионов и проводят электрический ток.

**Электролит проводит электрический ток в результате направленного перемещения его ионов, создающих поток электрических зарядов.**

**Растворы (расплавы) электролитов являются ионными проводниками, или *проводниками второго рода.***

***Проводниками первого рода* называют проводники с электронным типом проводимости – **металлы.****

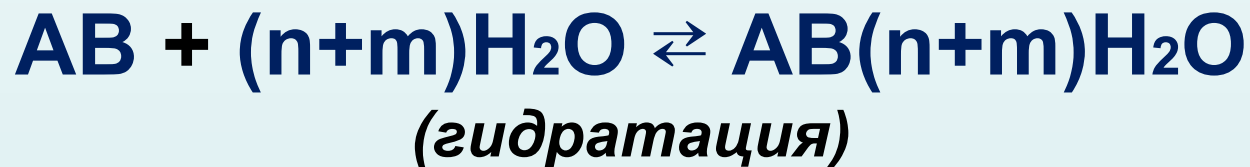
*Электропроводность электролитов в десятки и сотни тысяч раз меньше электропроводности металлов.*

Электропроводность водных растворов электролитов объясняется теорией электролитической диссоциации.

## ***Основные положения теории электролитической диссоциации***

**1. Растворение** – сложный физико-химический процесс, в результате которого частицы растворенного вещества взаимодействуют с молекулами растворителя.

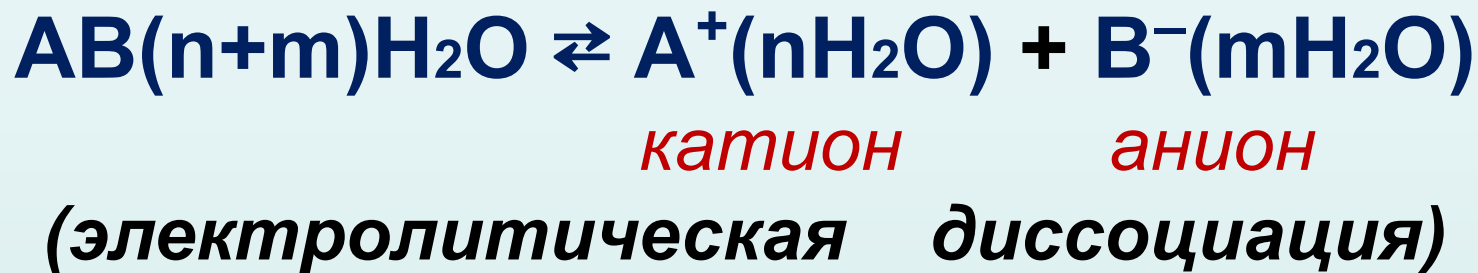
□ При растворении **неэлектролитов** (*растворы кислорода, сахара, глицерина в воде*) происходит химическое взаимодействие между молекулами растворяемого вещества АВ и (n+m) молекулами H<sub>2</sub>O с образованием гидратированной молекулы АВ(n+m)H<sub>2</sub>O:



*Эта система характеризуется отсутствием ионов в растворе и соответственно не обладает ионной электрической проводимостью.*



□ При растворении **электролитов** процесс протекает в две стадии:



**Электролитическая диссоциация** – процесс распада молекул растворенного вещества под действием молекул растворителя на «+» и «-» заряженные ионы – **катионы** и **анионы**.

*Уравнения электролитической диссоциации обычно записывают в упрощенной форме без указания гидратной оболочки:*



**2. Необходимые условия, определяющие возможность процесса электролитической диссоциации:**

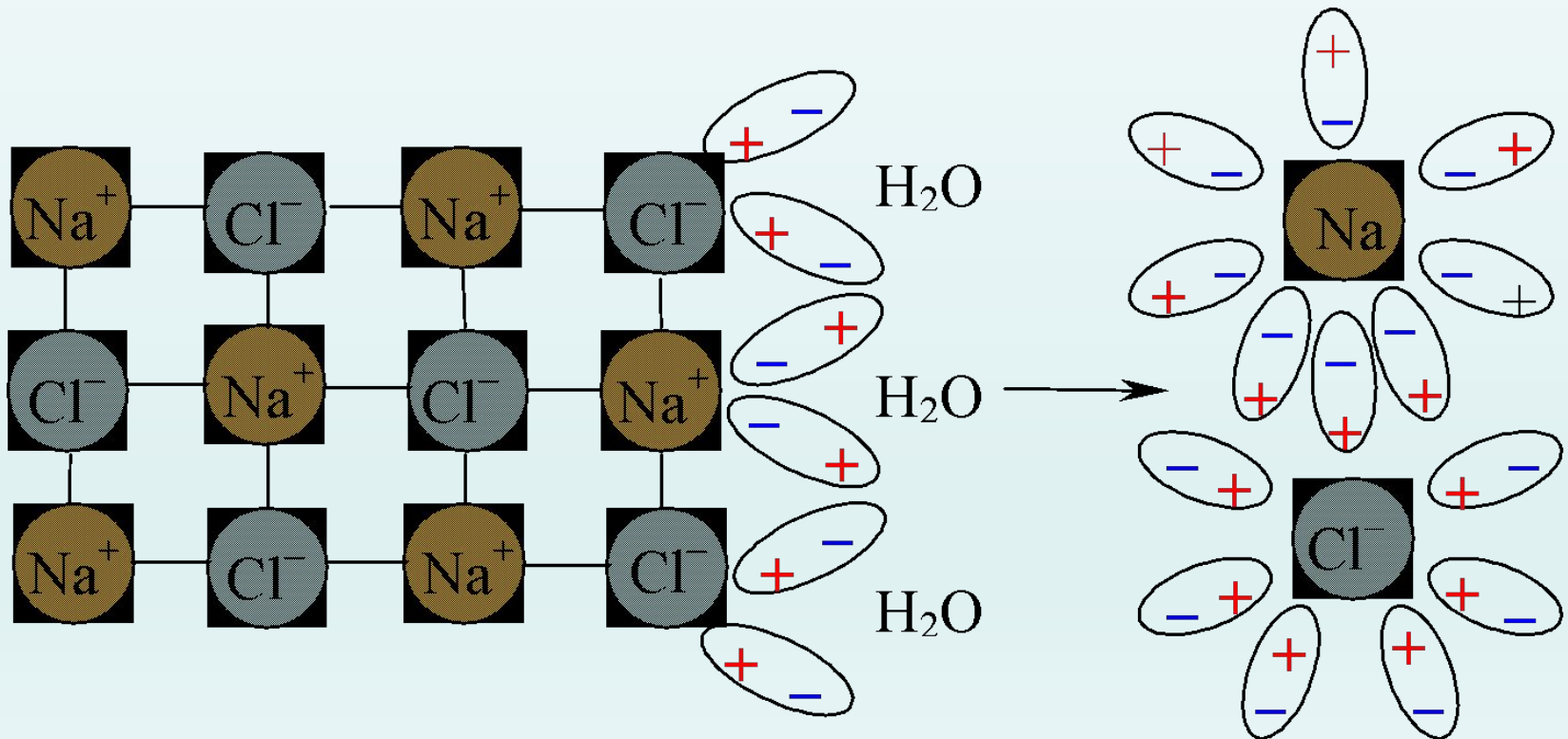
□ наличие в растворяемом веществе ионных или полярных связей;

□ достаточная полярность растворителя, которая оценивается величиной диэлектрической проницаемости ( $\epsilon$  – *эпсилон*).

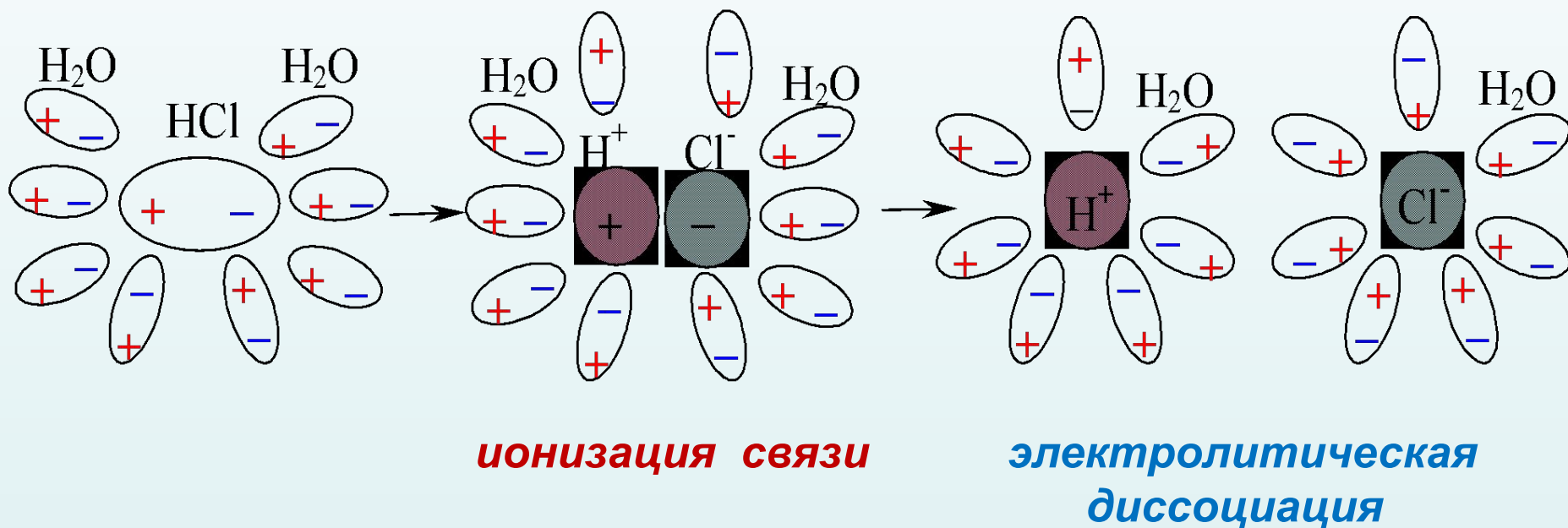
**3. Существуют 2 механизма, по которым осуществляется распад электролита на ионы. Это определяет структура растворяющегося вещества в безводном состоянии:**

✓ **диссоциация растворяющихся солей, т.е. кристаллов с ионной структурой (NaCl, KCl, ...)**

В этом случае имеет место взаимодействие между ионами, расположенными на поверхности кристаллов, и полярными молекулами воды (ион-дипольное взаимодействие).



## ✓ диссоциация полярных молекул (HCl, HNO<sub>3</sub>, ...)



Под действием молекул воды происходит расхождение зарядов в полярной молекуле электролита (ионизация), что приводит к распаду ее на ионы (диполь–дипольное взаимодействие).

4. Ионы образуются в растворе электролита в таком количестве, что их суммарные заряды получаются одинаковыми, вследствие чего весь раствор в целом остается **электронейтральным** (алгебраическая сумма зарядов ионов равняется нулю).

# Электролиты:

- ✓ кислоты
- ✓ основания
- ✓ соли



*С точки зрения теории электролитической диссоциации:*

- **Кислоты** – вещества, которые диссоциируют в воде на ионы **водорода**:



- **Основания** – вещества, диссоциирующие в воде на **гидроксид-ионы**:



- **Соли** – соединения, образующие при диссоциации катионы металлов и анионы кислотных остатков:





# Способы выражения концентрации растворов

*Важной количественной характеристикой растворов является их концентрация.*

**Концентрация** – содержание растворенного вещества в определенном объеме (массе) раствора или растворителя.

Наиболее часто используют следующие способы выражения концентрации растворов:

- **массовая доля ( $\omega$ );**
- **молярная концентрация ( $C_M$ );**
- **молярная концентрация эквивалента или нормальная концентрация ( $C_N$ ).**

✓ **Массовая доля ( $\omega$ )** – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Массовая доля растворенного вещества выражается в **долях единицы** или в **процентах**:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \quad \text{ИЛИ} \quad \omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

*Например:*

$\omega(\text{NaCl}) = 10\%$  – это означает, что 10 г растворенного вещества содержится в 100 г раствора. Масса воды в растворе составляет 90 г (объем воды – 90 мл).

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}$$

!!!

**1 л = 1000 мл**

$\rho_{\text{H}_2\text{O}} / \text{мл} = 1$

**1 мл = 1 см<sup>3</sup>**

✓ **Молярная концентрация ( $C_M$ )** – это концентрация, которая показывает число моль растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л}$$

где  $n_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M}$  – количество вещества, **моль**;

**M** – молярная масса растворенного вещества, **г/моль**;

$V_{\text{р-ра}}$  – объем раствора, **л**.

**Например:**  $C_M(\text{HCl}) = 2$  моль/л или **2 M** означает, что 2 моль HCl содержится в 1 л раствора.

✓ Молярная концентрация эквивалента или нормальная концентрация ( $C_H$ ) – это концентрация, которая показывает количество вещества эквивалента, содержащегося в 1 л раствора:

$$C_H = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\text{Э} \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{n_{\text{э(в-ва)}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л}$$

где  $n_{\text{э(в-ва)}}$  – количество вещества эквивалента, моль;

Э – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль.

Например:  $C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$  моль/л или **2 н.** означает, что 2 моль эквивалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержится в 1 л раствора.

- **Эквивалент элемента** – такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или  $\frac{1}{2}$  моля атомов кислорода в химических реакциях, выражается в *молях*.
- **Эквивалентная масса** – масса одного эквивалента вещества, *г/моль*.

# Эквивалентные массы кислот, оснований, солей

$$\mathcal{E}_{\text{кисл}} = \frac{M_{\text{кисл}}}{\mathbf{V}_{\text{H}^+}}, \quad \mathcal{E}_{\text{осн}} = \frac{M_{\text{осн}}}{n_{\text{OH}^-}}, \quad \mathcal{E}_{\text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n_{\text{Me}} \cdot M_{\text{Me}}},$$

где  $M_{\text{кисл}}$ ,  $M_{\text{осн}}$ ,  $M_{\text{соли}}$  – молярные массы соответственно кислоты, основания, соли, г/моль;

$n_{\text{H}^+}$ ,  $n_{\text{OH}^-}$  – число ионов водорода (гидроксильных групп), вступивших в реакцию;

$n_{\text{Me}}$  – число атомов металла в молекуле соли;

$\mathbf{V}_{\text{Me}}$  – валентность металла.



***Например:***

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}^+}} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г / моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{n_{\text{OH}^-}} = \frac{40}{1} = 40 \text{ г / моль}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{\mathbf{B}_{\text{Me}} \cdot \frac{2}{\text{Me}} \cdot 3} = \frac{342}{3} = 57 \text{ г / моль}$$

# Связь молярной и нормальной концентраций:

Кислота	$n_{\text{H}^+}$	] — $\equiv$ — <b>Z</b> —
Основание	$n_{\text{OH}^-}$	
Соль	$n_{\text{Me}} \cdot \nu_{\text{Me}}$	

$$C_{\text{H}} = z \cdot C_{\text{M}}$$

$$C_{\text{H}} \geq C_{\text{M}}$$

Для реагирующих веществ, находящихся в растворе, можно записать **закон эквивалентов**:

$$C_{H(1)} \cdot V_1 = C_{H(2)} \cdot V_2$$

$V_1, V_2$  — объемы растворов, л.

Т.е. вещества взаимодействуют между собой равным числом эквивалентов:  $n_{Э_1} = n_{Э_2}$ .

## **Примеры:**

### **1. Тип «Все виды концентраций»**

В 282 мл воды растворили 18 г ортофосфорной кислоты. Плотность раствора равна  $1,031 \text{ г/см}^3$ . Вычислите массовую долю кислоты в растворе, молярную и нормальную концентрации этого раствора.

### **2. Тип «Переход от одной концентрации к другой»**

Вычислите молярную и нормальную концентрации 15%-ного раствора серной кислоты (плотность раствора  $1,1 \text{ г/см}^3$ ).

### **3. Тип «Закон эквивалентов»**

Для нейтрализации 42 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребовалось 14 мл 0,3 н. раствора щелочи. Определите молярную концентрацию раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### **4. Тип «Приготовление раствора заданной концентрации»**

Определите, какой объем раствора фосфорной кислоты с  $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 85\%$  ( $\rho_{\text{р-ра}} = 1,74 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 500 мл 3 н. раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

# Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Количественно процесс диссоциации электролитов характеризуется степенью электролитической диссоциации.

Степень диссоциации ( $\alpha$ ) – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $N$ ), к общему числу молекул электролита ( $N_0$ ):

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$



**Степень диссоциации** показывает долю молекул вещества, распавшихся на ионы и, таким образом, **характеризует силу электролита.**

**Электрическая проводимость растворов электролитов тем выше, чем больше ионов в растворе, т.е. больше степень диссоциации.**

**$\alpha$  выражают в долях единицы или процентах.**

# Степень диссоциации $\alpha$

*зависит* от:

- ✓ природы растворенного вещества,
- ✓ температуры,
- ✓ концентрации раствора.

По значению  $\alpha$  все электролиты условно делят на:

✓ ***сильные*** ( $\alpha \rightarrow 1$ )

✓ ***слабые*** ( $\alpha \ll 1$ )



## **!!! Сильные электролиты**

$$\alpha \rightarrow 1$$

1. Хорошо растворимые соли:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \dots$
2. Кислоты:  
 $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4 \dots$
3. Растворимые основания щелочных и щелочноземельных металлов (***10 Me***):  
 $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \dots$

# !!! Слабые электролиты

$$\alpha \ll 1$$

1. Органические кислоты:  
 $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ...
2. Кислоты, не относящиеся к сильным:  
 $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ...
3. Основания металлов, не относящиеся к сильным:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ...
4. Гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$ , вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Кислоты и соответствующие им соли

Название кислоты	Формула	Анион кислотного остатка	Название соли
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F <sup>-</sup>	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl <sup>-</sup>	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Br <sup>-</sup>	Бромид
Иодоводородная	HI	I <sup>-</sup>	Иодид
Циановодородная	HCN	CN <sup>-</sup>	Цианид
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	S <sup>2-</sup>	Сульфид
Сернистая	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сульфит
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Сульфат
Азотистая	HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нитрит
Азотная	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нитрат
Ортофосфорная (фосфорная)	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Ортофосфат (фосфат)
Угльная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Карбонат
Кремниевая	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Силикат
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Ацетат

Ион аммония NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

# Растворы сильных электролитов

Сильные электролиты диссоциируют на ионы полностью, процесс диссоциации протекает **необратимо** ( $\rightarrow$ ):



# Концентрация ионов (катионов и анионов) в растворе сильного электролита

Для разбавленных растворов сильных электролитов:

$$\alpha \cdot C_M \cdot n \cdot \cdot \cdot , \text{ моль/л}$$

где  $C_+$  – концентрация катионов,

$C_-$  – концентрация анионов;

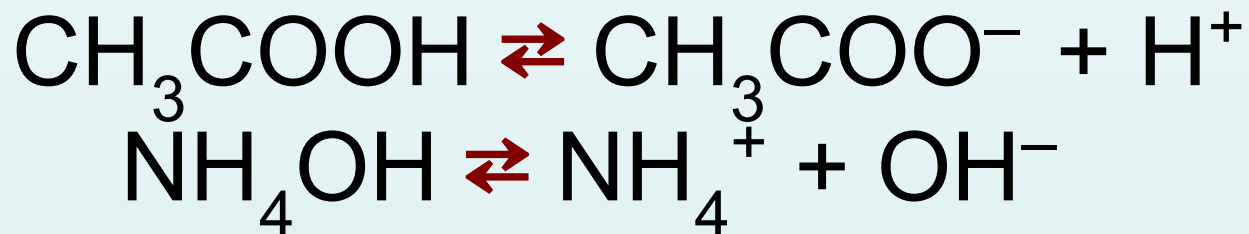
$n$  – число ионов данного вида, на которое распадается одна молекула вещества при диссоциации;

$C_M$  – молярная концентрация раствора, моль/л.

Если в условии задачи не указана  $\alpha$  сильных электролитов, то в расчетах принимают  $\alpha = 1$ .

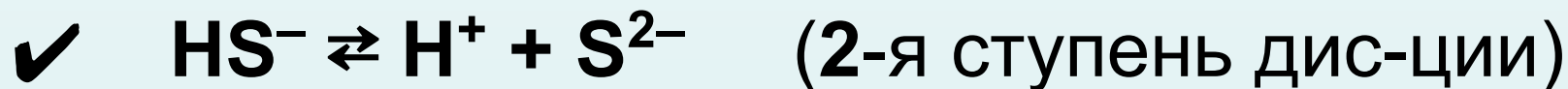
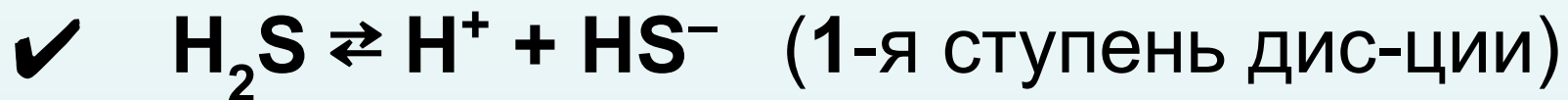
# Равновесие в растворах слабых электролитов

Процесс диссоциации слабого электролита протекает **обратимо** ( $\rightleftharpoons$ ):



**!**  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  – *сильный* электролит (соль).

Для многоосновных кислот ( $\text{H}_2\text{S} \dots$ ) и многокислотных оснований ( $\text{Mg}(\text{OH})_2 \dots$ ) характерна ступенчатая диссоциация:



Поскольку процесс диссоциации слабого электролита протекает обратимо, следовательно, к нему может быть применен закон действующих масс.

Рассмотрим равновесную реакцию диссоциации слабого электролита





Константа равновесия для процесса диссоциации слабого электролита называется **константой диссоциации ( $K_D$ )**:

$$K_C = \frac{C_{A^+}^m \cdot C_{B^-}^n}{C_{A_mB_n}} = K_D ,$$

где  $C_{A^+}$ ,  $C_{B^-}$  – равновесные концентрации ионов в растворе электролита, **моль/л**;

$C_{A_mB_n}$  – концентрация недиссоциированных молекул, **моль/л**.

$K_d$  **зависит** от:

- ✓ природы диссоциирующего вещества,
- ✓ растворителя,
- ✓ температуры.

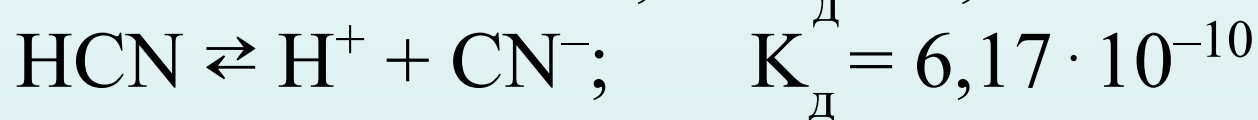
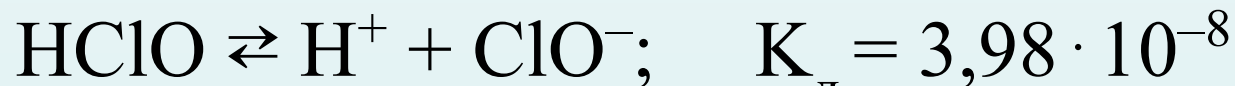
$K_d$  **не** **зависит** от:

- ✓ концентрации раствора.

## $K_d$ – справочная величина!

Константа диссоциации характеризует способность электролита распадаться на ионы. Чем больше численное значение  $K_d$ , тем в большей степени диссоциирует электролит.

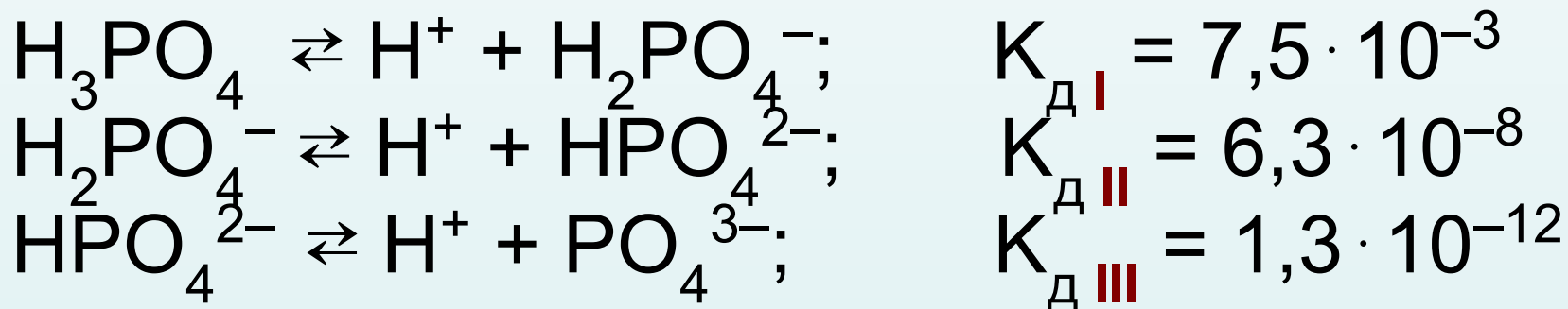
### Пример:



$$K_d(\text{HClO}) > K_d(\text{HCN}) \rightarrow$$

хлорноватистая кислота HClO сильнее  
циановодородной кислоты HCN.

У электролитов, диссоциирующих ступенчато, константа диссоциации каждой последующей ступени на несколько порядков меньше предыдущей:



В отсутствие факторов, влияющих на равновесие диссоциации, диссоциация слабого электролита протекает **только по первой ступени.**

**Взаимосвязь между  $K_D$  и  $\alpha$**   
*устанавливается*  
**законом разбавления Оствальда :**

$$K_D = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{\alpha - 1},$$

где  $C_M$  – молярная концентрация раствора электролита, **моль/л.**

Для слабых электролитов, у которых  $\alpha \ll 1$ , это выражение упрощается:

$$K_D = \alpha^2 \cdot C_M \quad \text{или}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}$$

**!!!** Закон разбавления Оствальда выражает зависимость степени диссоциации слабого электролита от концентрации раствора:

при разбавлении раствора  
(уменьшении концентрации)  
степень диссоциации слабого электролита увеличивается.

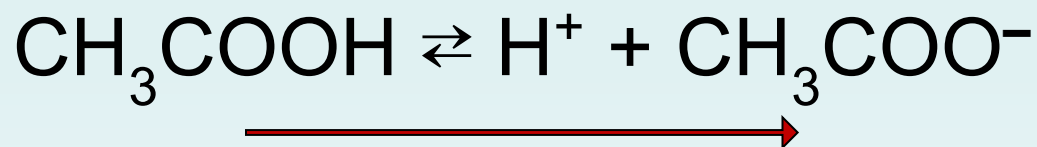
## *ЛР 2, опыт № 2*

### **Влияние разбавления раствора на степень электролитической диссоциации**

1. Чем объясняется усиление свечения лампочки при разбавлении раствора?  
В какую сторону сместилось равновесие диссоциации уксусной кислоты и почему?

**По яркости свечения электрической лампочки можно сделать вывод об электропроводности исследуемых растворов.**

При разбавлении раствора в соответствии с законом разбавления Оствальда увеличивается степень диссоциации слабого электролита, соответственно, увеличивается число ионов в растворе. Следовательно, равновесие диссоциации уксусной кислоты при разбавлении раствора сместилось вправо. Чем больше ионов в растворе, тем больше электропроводность и тем ярче светит лампочка.





**2. Сделайте вывод о зависимости степени диссоциации слабого электролита от разбавления раствора. Запишите, исходя из закона разбавления Оствальда, выражение, связывающее степень диссоциации и концентрацию раствора.**

**Установлена зависимость степени электролитической диссоциации слабого электролита от разбавления раствора. При разбавлении раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается. Выражение, связывающее степень диссоциации и концентрацию раствора, имеет вид:**

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}} .$$

**Результаты опыта согласуются с законом разбавления Оствальда.**

## Концентрация ионов (катионов и анионов) в растворе слабого электролита

$$c_{\text{и}} = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot c_{\text{в}}}$$
, моль/л

Для слабых электролитов, диссоциирующих ступенчато, **n = 1**.

## Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

Основным фактором, позволяющим смещать положение равновесия ( $\rightleftharpoons$ ) в растворах слабых электролитов, является изменение концентрации ионов.

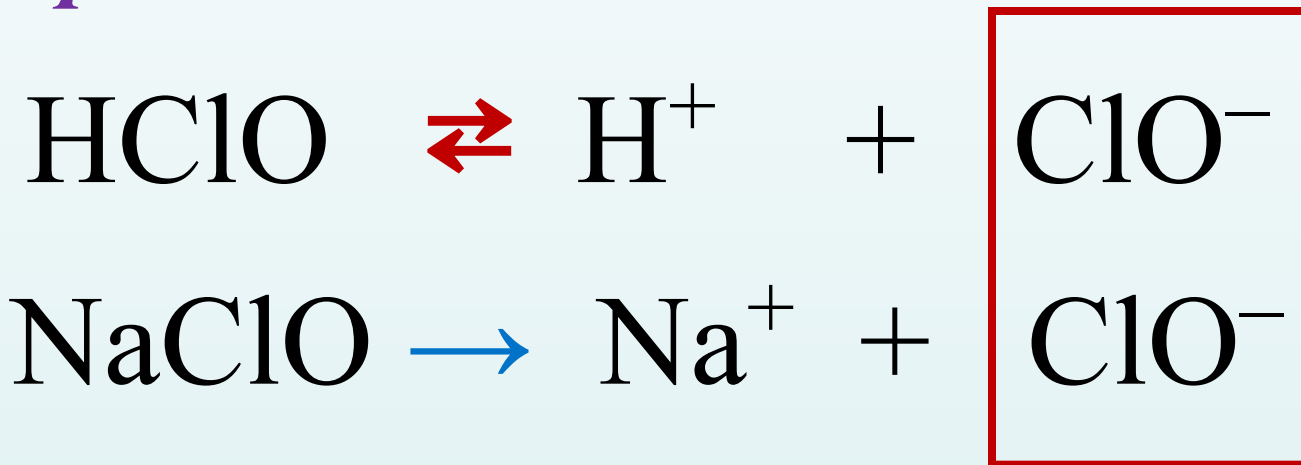
!!!

В соответствии с принципом Ле-Шателье введение в раствор слабого электролита **одноименных** ионов (т.е. ионов, одинаковых с одним из ионов электролита) **смещает равновесие в сторону недиссоциированных молекул** ( $\longleftarrow$ ), степень диссоциации **уменьшается**.

## ЛР 2, опыт № 2

### Влияние введения одноименных ионов на степень диссоциации слабых электролитов

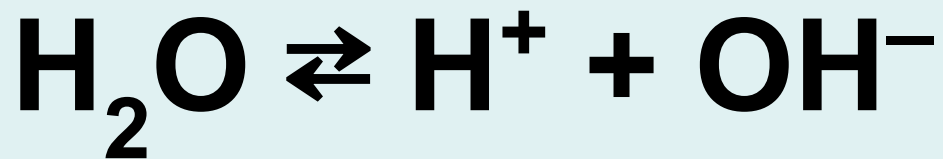
*Пример:*



$C_{\text{ClO}^-} \uparrow$  ( $C_{\text{прод.}} \uparrow$ )  $\rightarrow$  по принципу Ле-Шателье  
равновесие смещается  $\leftarrow$   $\rightarrow N_0 \uparrow$  ( $\alpha = \frac{N}{N_0}$ )  
 $\rightarrow$  степень диссоциации  $\alpha \downarrow$   $\rightarrow C_{\text{H}^+} \downarrow$

# Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода является **слабым** электролитом, поэтому в любом водном растворе существует равновесие:



Процесс электролитической диссоциации воды количественно характеризуется константой диссоциации:

$$K_{\text{дН}_2\text{О}} = \frac{C_{\text{Н}^+} \cdot C_{\text{ОН}^-}}{C_{\text{Н}_2\text{О}}}$$

Численное значение  $K_{\text{дН}_2\text{О}}$  при  $T=298\text{K}$  определено экспериментально по данным электропроводности воды:

$$K_{\text{дН}_2\text{О}} = 1,86 \cdot 10^{-16}$$

Равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды  $C_{\text{H}_2\text{O}}$  практически равна ее молярной концентрации, которая для воды объемом 1 л составляет  $C_{\text{H}_2\text{O}} = 55,56$  моль/л ( $n = m/M = 1000/18$  моль) и является постоянной величиной.

Произведение постоянных  $K_{\text{д H}_2\text{O}}$  и  $C_{\text{H}_2\text{O}}$  дает новую постоянную, называемую константой воды или **ионным произведением воды**  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ :

$$K_{\text{д H}_2\text{O}} = K_{\text{H}^+ \text{OH}^-} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 1 \cdot 10^{-14}$$

Величина **ионного произведения воды** остается постоянной при неизменной температуре (298 K) не только в чистой воде, но и в любом водном растворе электролита (кислоты, основания, соли).

Концентрации ионов  $C_{\text{H}^+}$  и  $C_{\text{OH}^-}$  в растворе:

$$C_{\text{H}^+} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{C_{\text{OH}^-}}; \quad C_{\text{OH}^-} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{C_{\text{H}^+}}.$$



Для практической оценки **характера водной среды растворов** используется водородный показатель.

**Водородный показатель рН** – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода в растворе.

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$$

**Гидроксильный показатель рОН** – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации гидроксид-ионов в растворе

$$pOH = - \lg C_{OH^-}$$

$$pH + pOH = 14$$

# !!! Характер водной среды растворов:

✓ **нейтральная**      **pH = 7**

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

✓ **кислая**      **pH < 7**

$$C_{\text{H}^+} > 10^{-7} \text{ моль/л}$$

✓ **щелочная**      **pH > 7**

$$C_{\text{H}^+} < 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Для приблизительного практического определения pH растворов используются **индикаторы** – вещества, изменяющие свою окраску в зависимости от характера среды. Наиболее часто применяются: **лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый.**

### Цвет индикаторов в водных растворах:

Индикатор	Среда		
	Кислая (pH < 7)	Нейтральная (pH = 7)	Щелочная (pH > 7)
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Красный	Оранжевый	Желтый

## Примеры:

Вычислите pH раствора:

1.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,1 н.;
2.  $\text{HNO}_2$  0,1 М;
3.  $\text{NaOH}$   $\omega = 0,04 \%$ ,  $\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$ ;
4.  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,1 М.

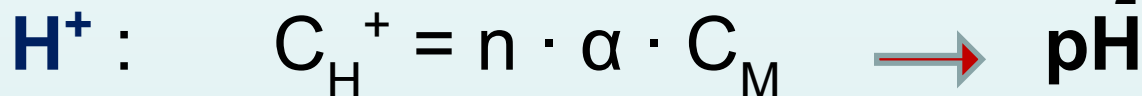
# Алгоритм решения задач на pH

1. Записать уравнение диссоциации электролита.  
Если **сильный**, то:  $\alpha=1$

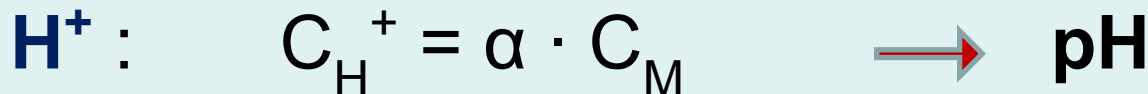
Если **слабый**, то:  $\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}$ ,  $K_D$  – см. табл.

2. Рассчитываем  $C_M$  (если не дана по условию).

3. **Сильный** электролит (пример:  $H_2SO_4$ ,  $NaOH$ ):



**Слабый** электролит (пример:  $HNO_2$ ,  $NH_4OH$ ):



# Алгоритм решения задач на pH

## Кислота

1.  $\text{H}_x \rightarrow x\text{H}^+ \text{A}^{x-}$  (*сильный -эл-т*)
2. Находим  $C_M$  (если не дана по усл.).
3.  $\alpha = 1$
4.  $C_{\text{H}^+} = (x \cdot \cdot) M \quad n =$
5.  $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$

## Основание

1.  $\text{Me}(\text{OH})_x \rightarrow \text{Me}^{x+} + x\text{OH}^-$  (*сильный эл-т*)
2. Находим  $C_M$  (если не дана по усл.).
3.  $\alpha = 1$
4.  $C_{\text{OH}^-} = (n \cdot \cdot) M \quad n = x$
5.  $\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
6.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

## Кислота

1.  $\text{H}_x \rightleftharpoons x\text{H}^+ \text{A}^{x-}$  (*слабый -эл-т*)
2. Находим  $C_M$  (если не дана по усл.).
3.  $\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}$ ,  $K_D$  – см. справ. табл.
4.  $C_{\text{H}^+} = \alpha \cdot C_M$
5.  $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$

## Основание

1.  $\text{Me}(\text{OH})_x \rightleftharpoons \text{Me}^{x+} + x\text{OH}^-$  (*слабый эл-т*)
2. Находим  $C_M$  (если не дана по усл.).
3.  $\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}$ ,  $K_D$  – см. справ. табл.
4.  $C_{\text{OH}^-} = \cdot M$
5.  $\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
6.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

1.  $\text{Me}(\text{OH})_x \rightarrow \text{Me}^{x+} + x\text{OH}^-$  (*сильный эл-т*)
2. Рассчитываем  $C_M$  (*если не дана по усл.*).
3.  $\alpha = 1$
4.  $C_{\text{OH}^-} = (n \cdot \quad) \cdot C_M$   $n = x$
5.  $\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
6.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

1.  $\text{Me}(\text{OH})_x \rightleftharpoons \text{Me}^{x+} + x\text{OH}^-$  (*слабый эл-т*)
2. Рассчитываем  $C_M$  (*если не дана по усл.*).
3.  $\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}$ ,  $K_D$  – см. справ. табл.
4.  $C_{\text{OH}^-} = \quad \cdot C_M$
5.  $\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
6.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$