

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

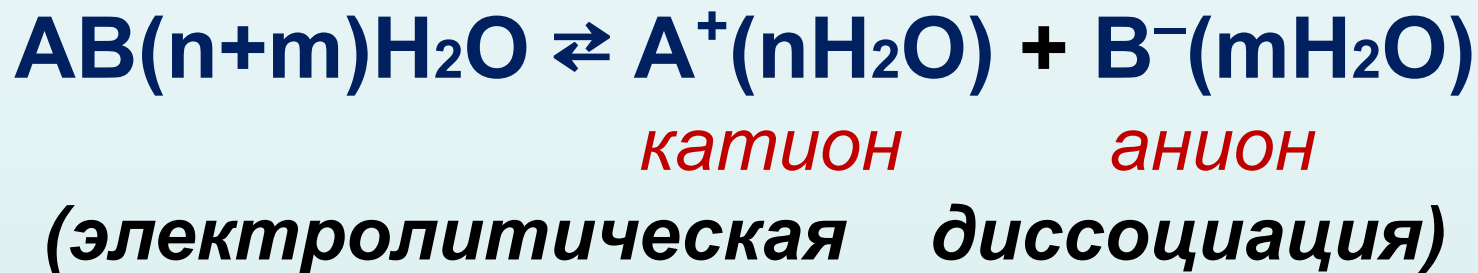
1. Растворение – сложный физико-химический процесс, в результате которого частицы растворенного вещества взаимодействуют с молекулами растворителя.

□ При растворении **неэлектролитов** (*растворы кислорода, сахара, глицерина в воде*) происходит химическое взаимодействие между молекулами растворяемого вещества АВ и (n+m) молекулами H₂O с образованием гидратированной молекулы АВ(n+m)H₂O:



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:

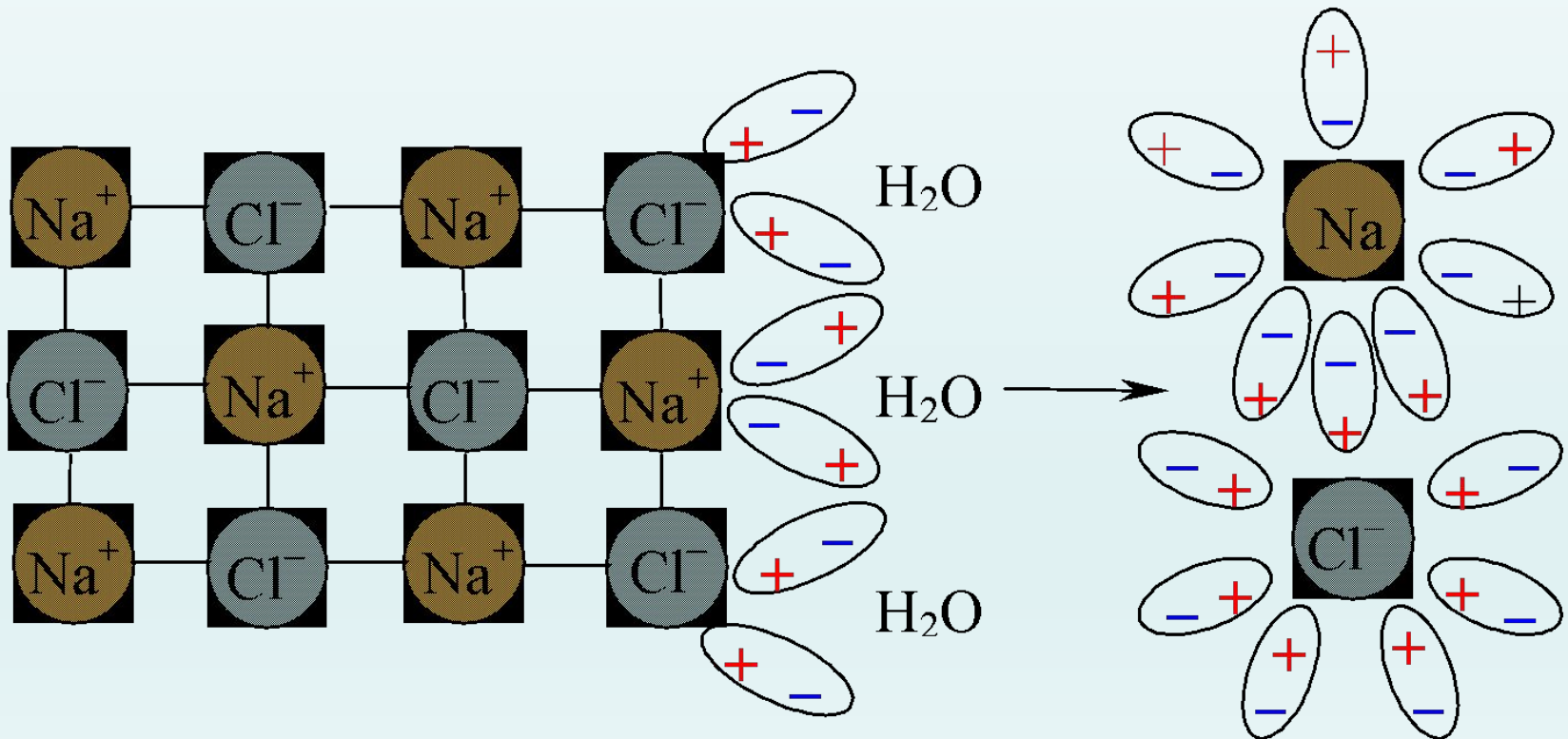
□ наличие в растворяемом веществе ионных или полярных связей;

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

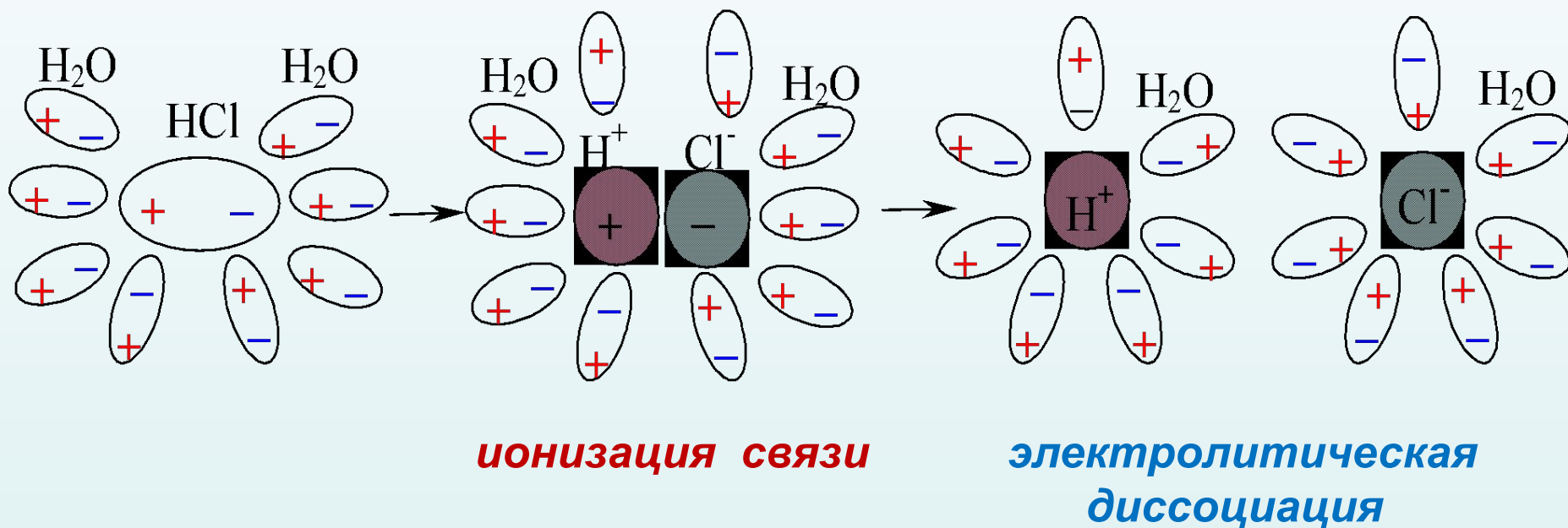
3. Существуют 2 механизма, по которым осуществляется распад электролита на ионы. Это определяет структура растворяющегося вещества в безводном состоянии:

✓ **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, HNO₃, ...)**



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 (ω);**
- **молярная концентрация (C_M);**
- **молярная концентрация эквивалента или нормальная концентрация (C_N).**

✓ **Массовая доля (ω)** – 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 см³

✓ **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 H_2SO_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

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

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

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

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

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

Например:

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

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

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

Связь молярной и нормальной концентраций:

Кислота	n_{H^+}] — \equiv — Z —
Основание	n_{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 H_2SO_4 потребовалось 14 мл 0,3 н. раствора щелочи. Определите молярную концентрацию раствора H_2SO_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 H_3PO_4 .

Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Количественно процесс диссоциации электролитов характеризуется степенью электролитической диссоциации.

Степень диссоциации (α) – 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.

α выражают в долях единицы или процентах.

Степень диссоциации α

зависит от:

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

По значению α 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:
 HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , $\text{HClO}_4 \dots$
3. Растворимые основания щелочных и щелочноземельных металлов (*10 Me*):
 NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2 \dots$

!!! Слабые электролиты

$$\alpha \ll 1$$

1. Органические кислоты:
 HCOOH , CH_3COOH ...
2. Кислоты, не относящиеся к сильным:
 HF , H_2S , H_2SO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 , H_3PO_4 ...
3. Основания металлов, не относящиеся к сильным: $\text{Mg}(\text{OH})_2$...
4. Гидроксид аммония NH_4OH , вода H_2O .

Кислоты и соответствующие им соли

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

Ион аммония NH₄⁺

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:

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

где C_+ – концентрация катионов,

C_- – концентрация анионов;

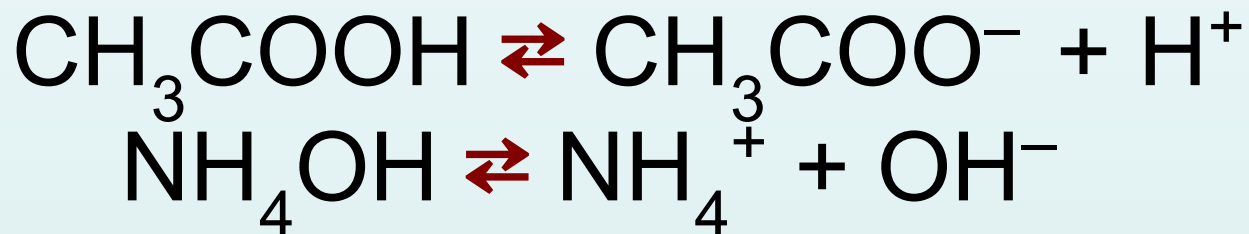
n – число ионов данного вида, на которое распадается одна молекула вещества при диссоциации;

C_M – молярная концентрация раствора, моль/л.

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

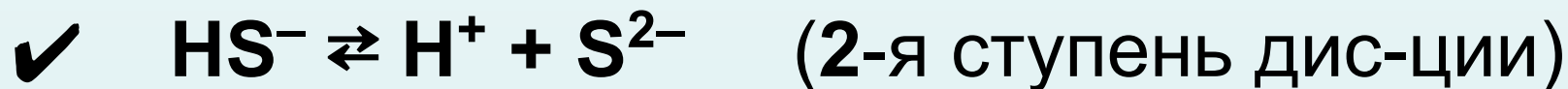
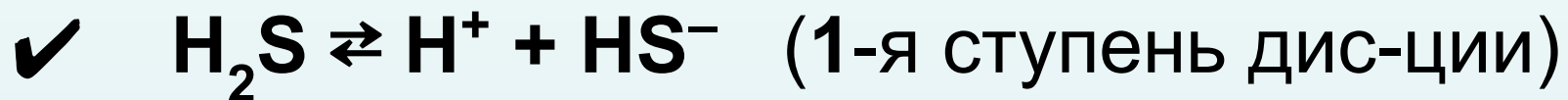
Равновесие в растворах слабых электролитов

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

$A_m B_n$:



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

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

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

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

K_d **зависит** от:

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

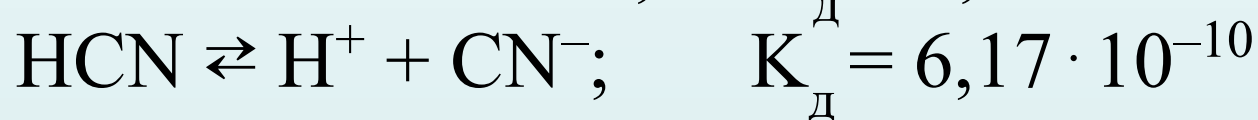
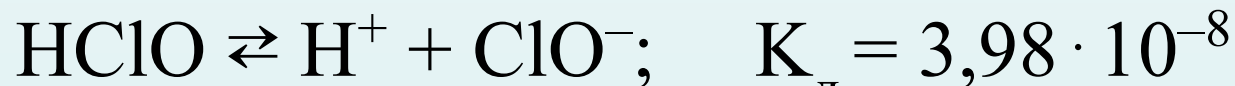
K_d **не** **зависит** от:

- ✓ концентрации раствора.

K_d – справочная величина!

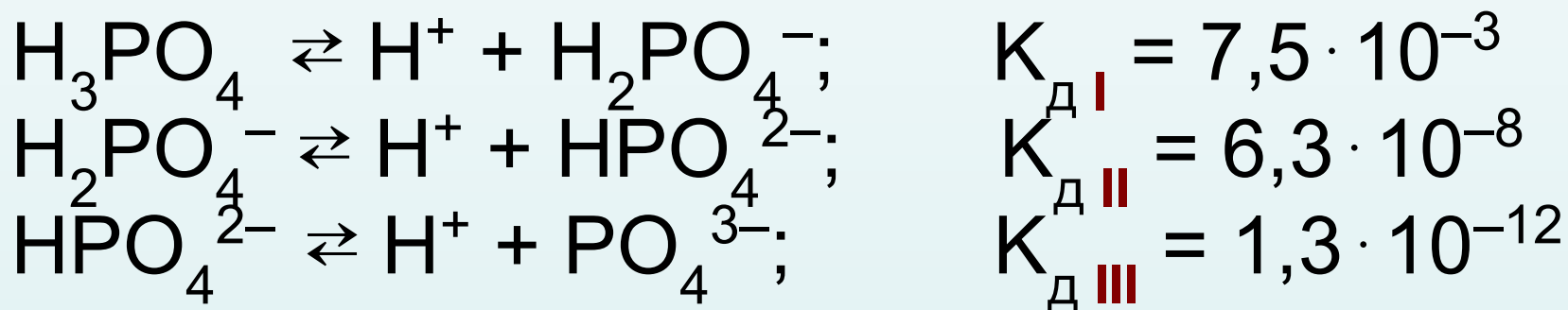
Константа диссоциации характеризует способность электролита распадаться на ионы. Чем больше численное значение K_d , тем в большей степени диссоциирует электролит.

Пример:



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 α
устанавливается
законом разбавления Оствальда :

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

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.

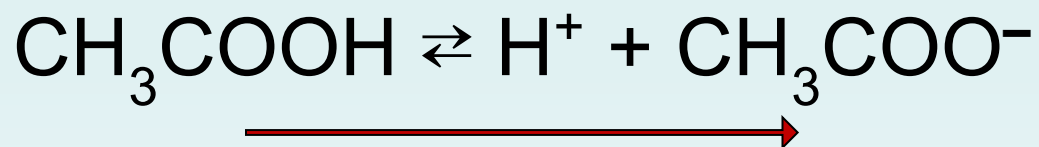
ЛР 2, опыт № 2

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

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

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.

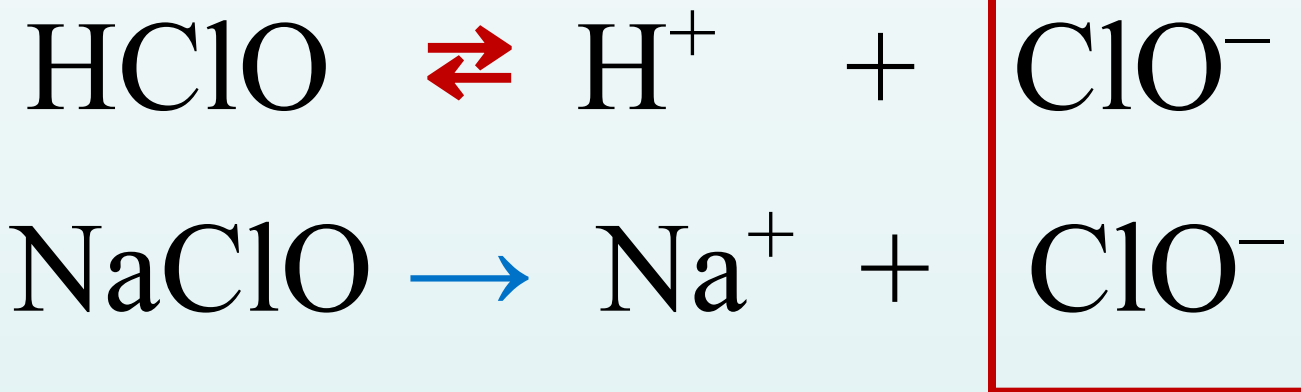
!!!

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

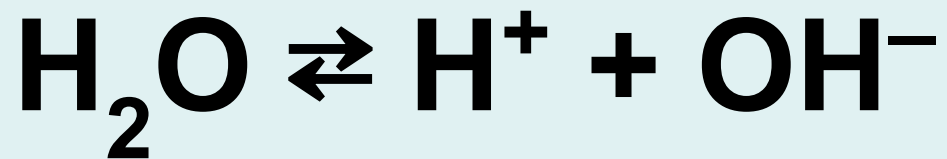
Пример:



$C_{\text{ClO}^-} \uparrow$ ($C_{\text{прод.}} \uparrow$) \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_{H^+} и C_{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.

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

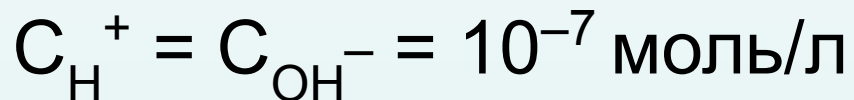
Гидроксильный показатель рОН – отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации гидроксид-ионов в растворе

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

$$pH + pOH = 14$$

!!! Характер водной среды растворов:

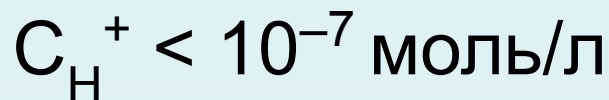
✓ **нейтральная** **pH = 7**



✓ **кислая** **pH < 7**



✓ **щелочная** **pH > 7**



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. H_2SO_4 0,1 н.;
2. HNO_2 0,1 М;
3. NaOH $\omega = 0,04 \%$, $\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$;
4. NH_4OH 0,1 М.

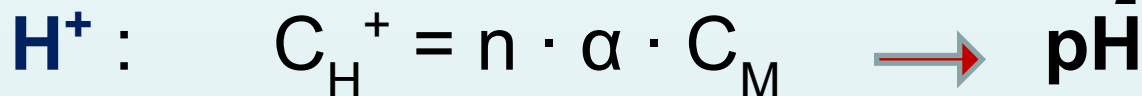
Алгоритм решения задач на pH

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. $C_{\text{OH}^-} = (n \cdot \quad)_{\text{M}} \quad n = x$
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. $\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{Д}}}{C_{\text{M}}}}$, $K_{\text{Д}}$ – см. справ. табл.
4. $C_{\text{OH}^-} = \quad \cdot \quad_{\text{M}}$
5. $\text{pOH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
6. $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$