



# **Процесс растворения**

## **Современная теория растворов**

- **Растворение – физико-химический процесс.**
- **Раствор – однородная система переменного состава, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.**

# Процессы в растворах: электролитическая диссоциация (ЭД)

# Шведский ученый Сванте Аррениус(1859-1927)

- В 1887 году создал теорию ЭД.
- В 1903 году был удостоен Нобелевской премии "За чрезвычайные заслуги в развитии химии".





Каблуков И.А.



Кистяковский В.А.

Русские химики И.А.Каблуков и В.А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию растворов Д.И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы.

# Вещества

- **Электролиты**

- вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.

- **Неэлектролиты**

- вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток.



# Электролиты

- Вещества, которые содержат ионные и ковалентные полярные связи. Эти связи легко распадаются на ионы.
- Неорганические кислоты, основания, соли.





# Неэлектролиты

- вещества, которые содержат ковалентные неполярные или малополярные связи. Эти связи не распадаются на ионы.
- газы, твердые вещества (неметаллы), органические соединения (сахароза, бензин, спирт).

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

# Причины распада вещества на ионы в расплавах

Нагревание  
усиливает колебания  
ионов в узлах  
кристаллической  
решётки -  
**кристаллическая  
решётка  
разрушается.**



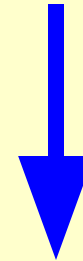
# Причины диссоциации веществ в воде

1. Вода является  
**полярной** молекулой

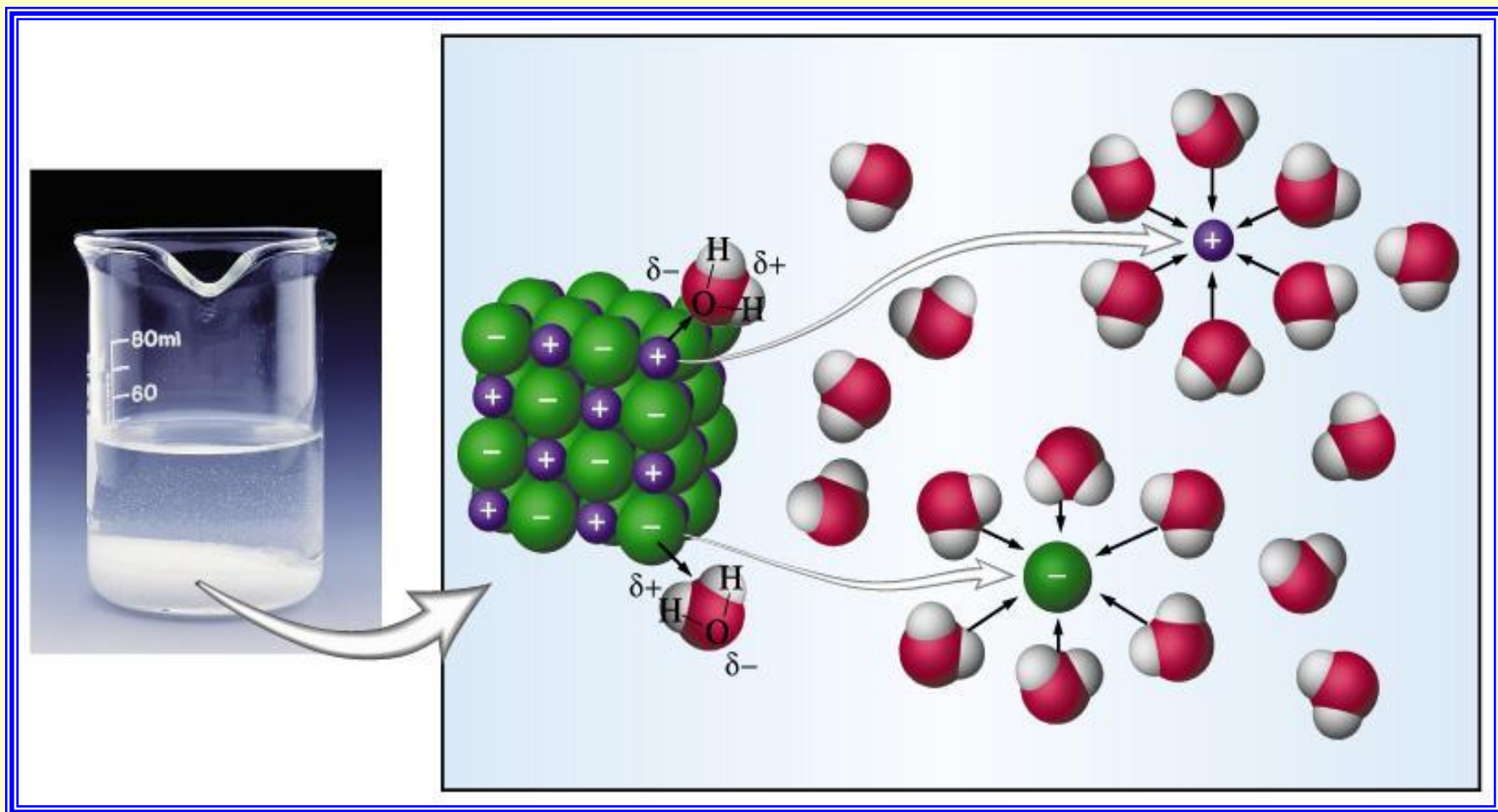


диполи воды "вырывают"  
ионы из кристаллической  
решётки

2. Вода **ослабляет**  
взаимодействие между  
ионами в **81 раз.**



**Кристаллическая  
решетка  
разрушается**



**В раствор переходят гидратированные ионы**



Образование в результате распада электролитов гидратированных ионов отражается при написании уравнений диссоциации, однако, чаще эти уравнения записывают в более короткой форме

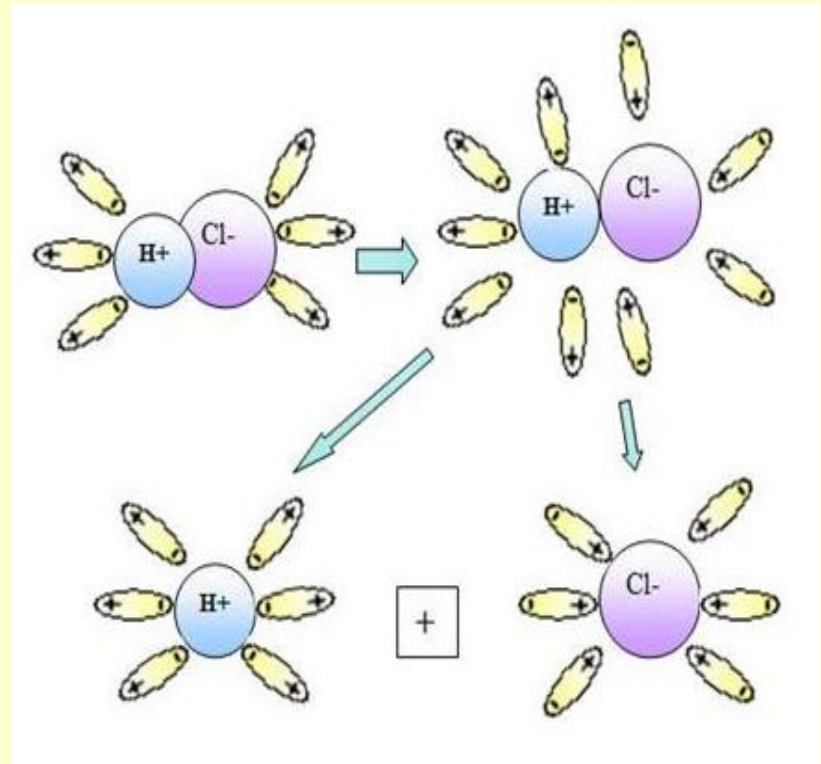


# Основные положения теории ЭД

5. Свойства ионов резко отличаются от свойств нейтральных атомов составляющих их элементов. Ионы в водных растворах гидратированы.

# Схема диссоциации полярной молекулы хлороводорода

- ориентация диполей воды вокруг полярной молекулы.
- еще большая поляризация полярной молекулы и превращение полярной связи ее в ионную.
- образование свободных гидратированных ионов.

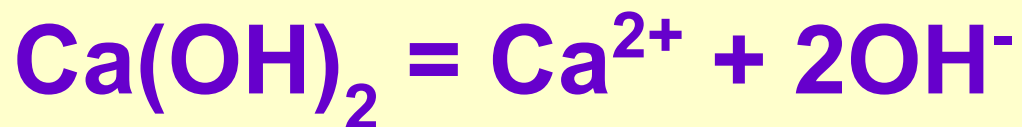
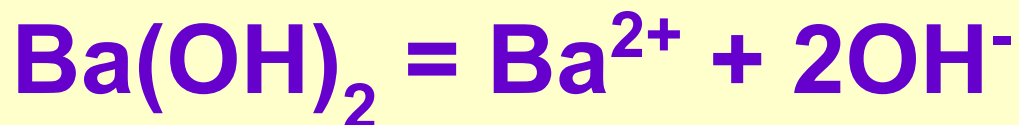




# Диссоциация оснований

**Основания –**

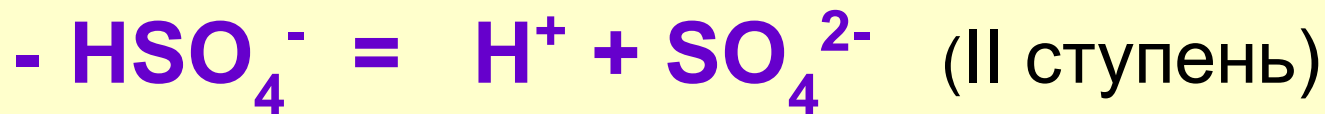
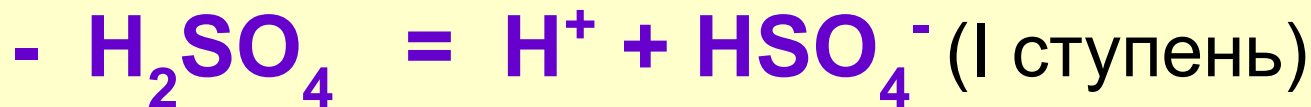
при диссоциации образуют катионы металла и анионы - гидроксид-ионы.



# Диссоциация кислот

**Кислоты** - при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка.

- осуществляется **ступенчато**. На каждой ступени отщепляется один ион водорода.

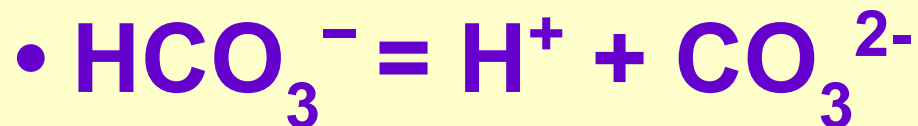


# Диссоциация солей

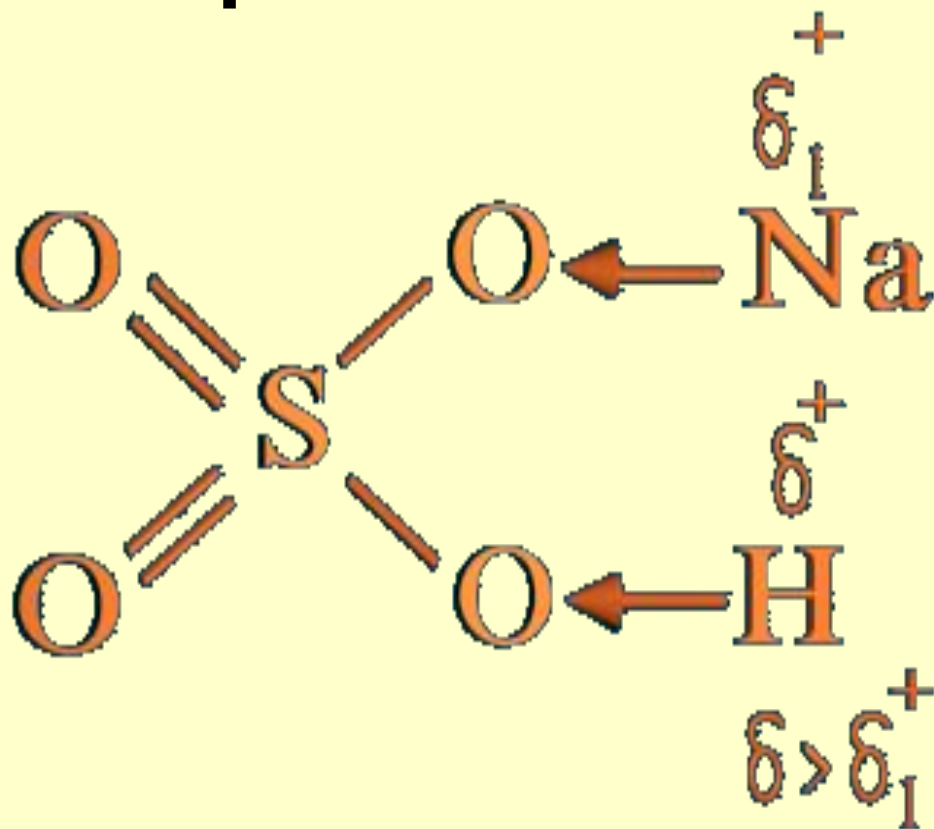
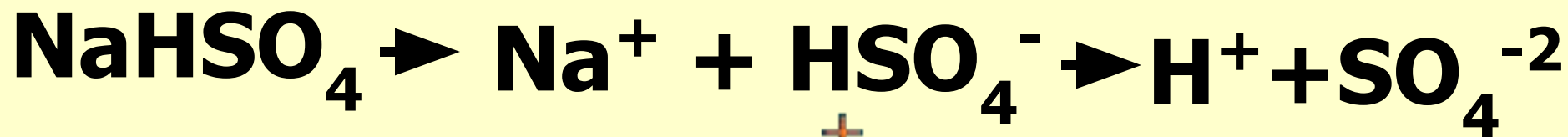
- **Средние соли** – соли, состоящие из атомов металла и кислотного остатка, диссоциируют в одну ступень:
  - $\text{CaCl}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
  - $\text{KBr} = \text{K}^+ + \text{Br}^-$
  - $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

# Диссоциация солей

- **Кислые соли** – соли, в состав молекул которых кроме атомов металла входят атомы водорода, распадаются ступенчато. Сначала отрываются все атомы металла, а затем атомы водорода.

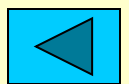
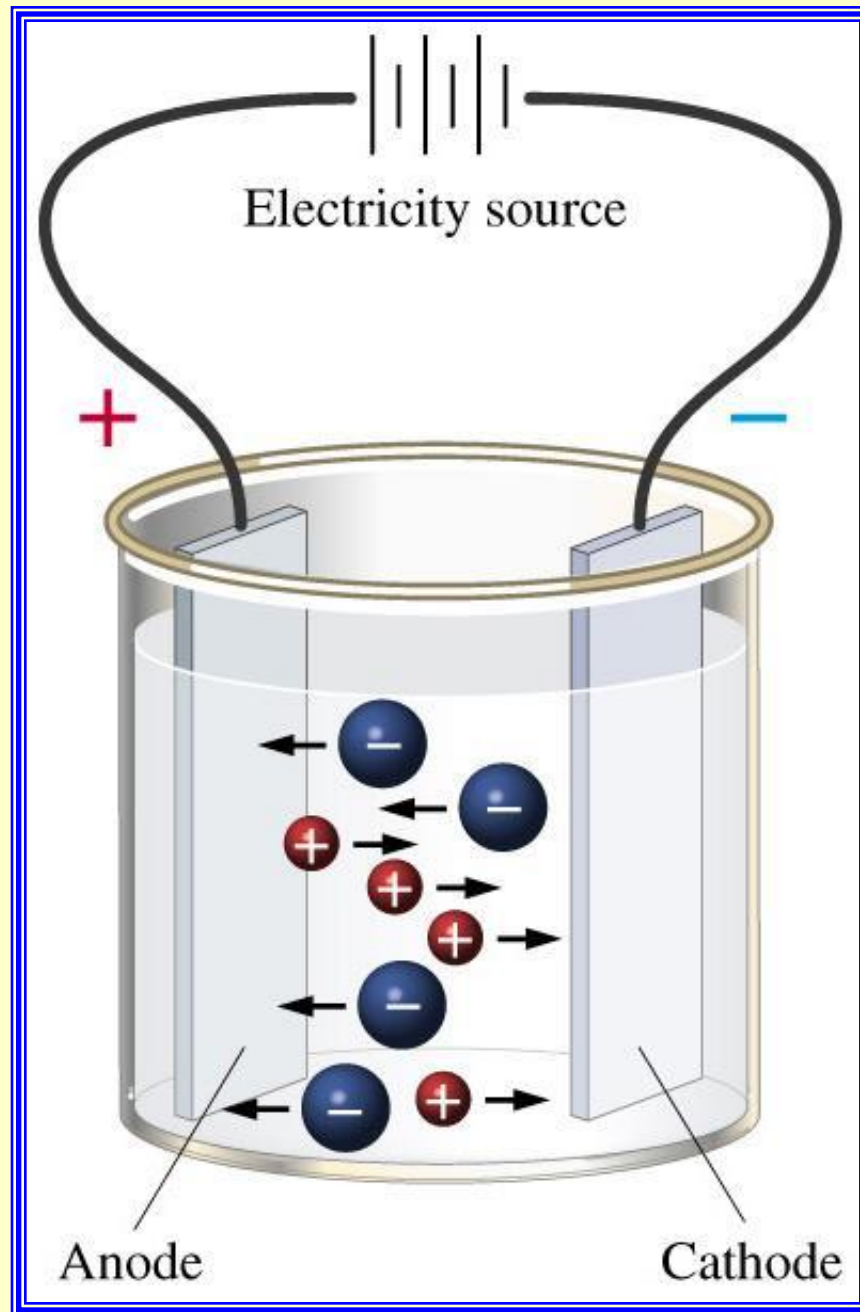


Если в молекуле электролита содержатся связи разной полярности, в первую очередь диссоциируют **наиболее полярные связи**



# Основные положения теории ЭД

2. Беспорядочное движение ионов в растворе под действием электрического поля становится направленным: положительно заряженные ионы (катионы) движутся к электроду с отрицательным зарядом (катоду), а анионы – к аноду.



# Степень диссоциации

Степень диссоциации ( $\alpha$ ) -

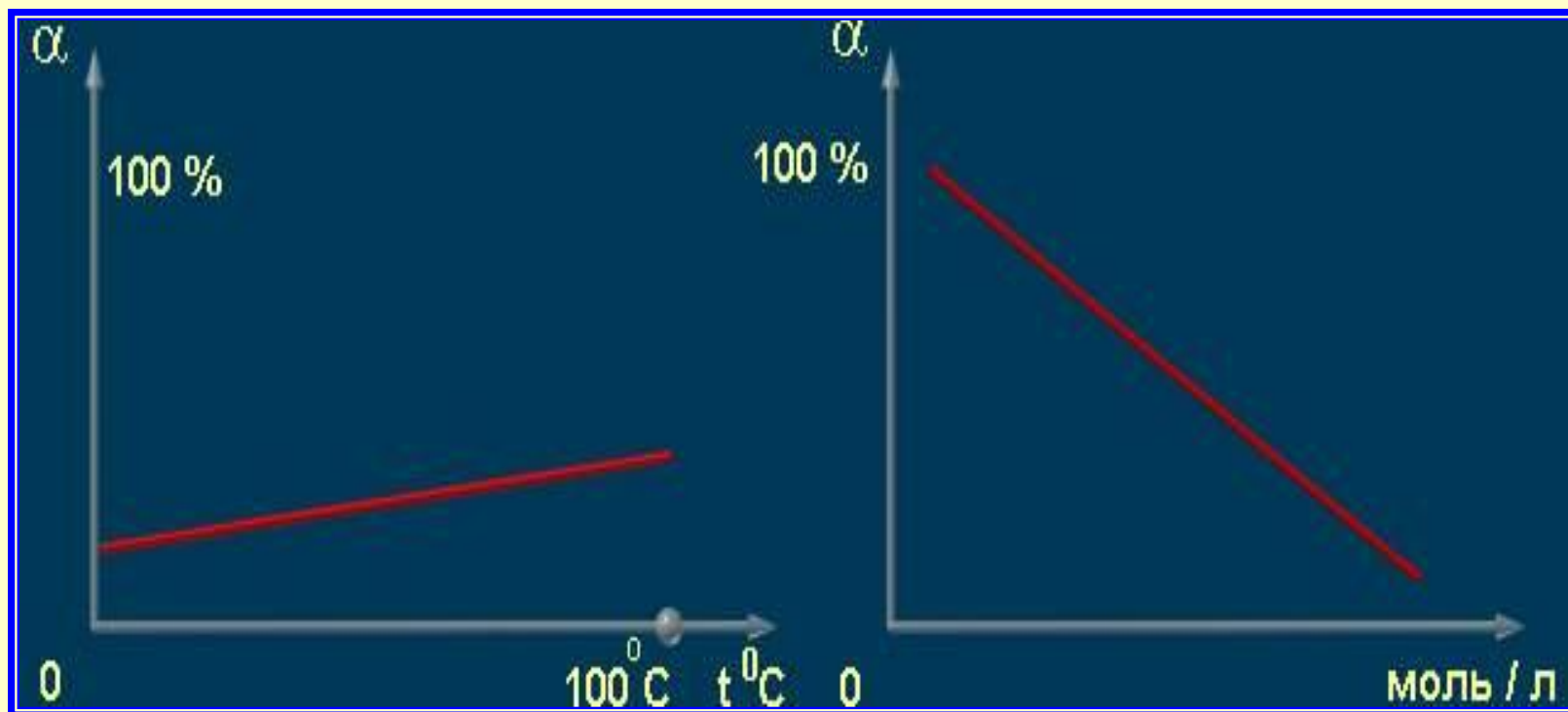
отношение числа распавшихся на ионы молекул ( $n$ ) к общему числу растворенных молекул ( $N$ ):

*Степень диссоциации*

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







**При увеличении температуры степень диссоциации электролита увеличивается**

**При увеличении концентрации электролита степень его диссоциации уменьшается**

# Электролиты

- **Сильные**

- при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы.

- **Слабые**

- частично распадаются на ионы. Их растворы содержат ионы и нераспавшиеся молекулы, поэтому концентрация ионов мала.

# Классификация электролитов

**Сильные электролиты**

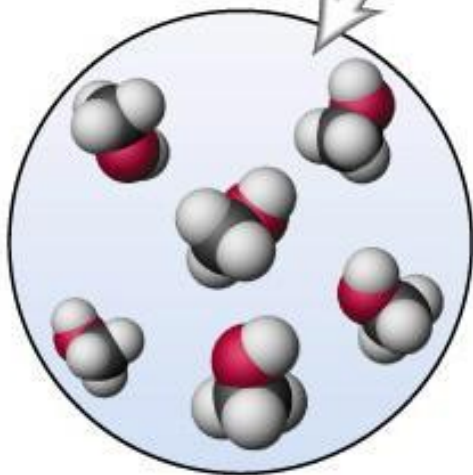
$$\alpha > 30\%$$

**Электролиты средней силы**

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

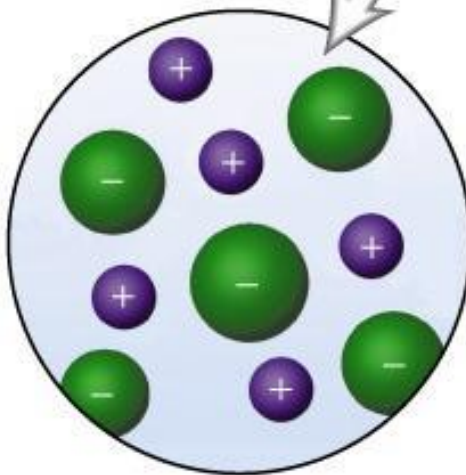
**Слабые электролиты**

$$\alpha < 3\%$$

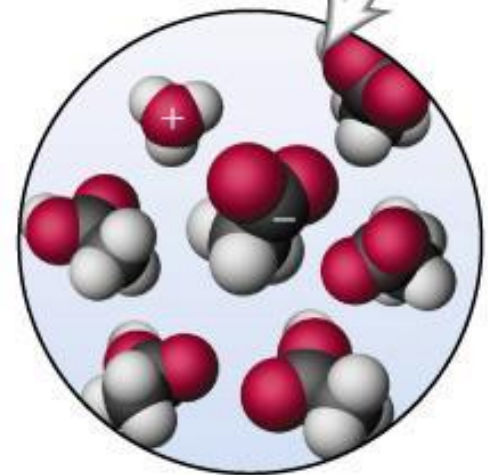


(a)

**неэлектролит**

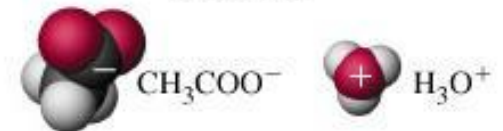


**сильный  
электролит**



(c)

**слабый  
электролит**



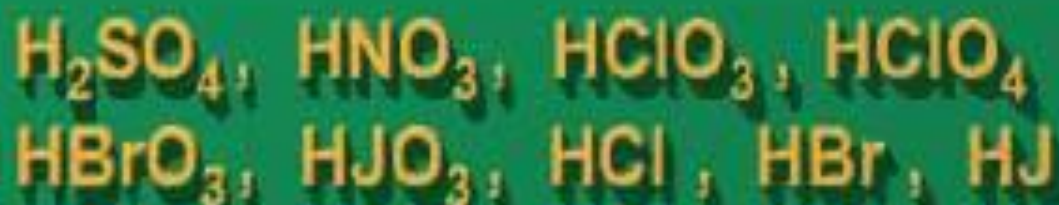
# Сильные электролиты

Средние водорастворимые соли

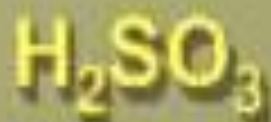
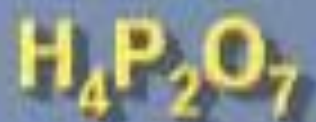
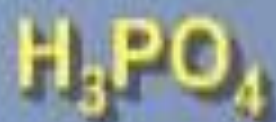
Гидроксиды щелочных и  
щелочноземельных металлов



Минеральные кислоты

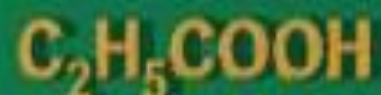


## Электролиты средней силы

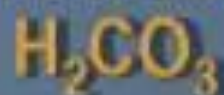
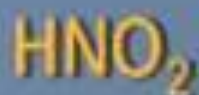


## Слабые электролиты

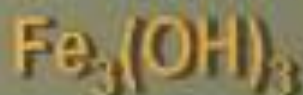
### Органические кислоты



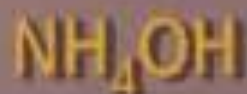
### Минеральные кислоты



### Гидроксиды малоактивных металлов



### Гидроксид аммония



# Константа диссоциации

Константа диссоциации:

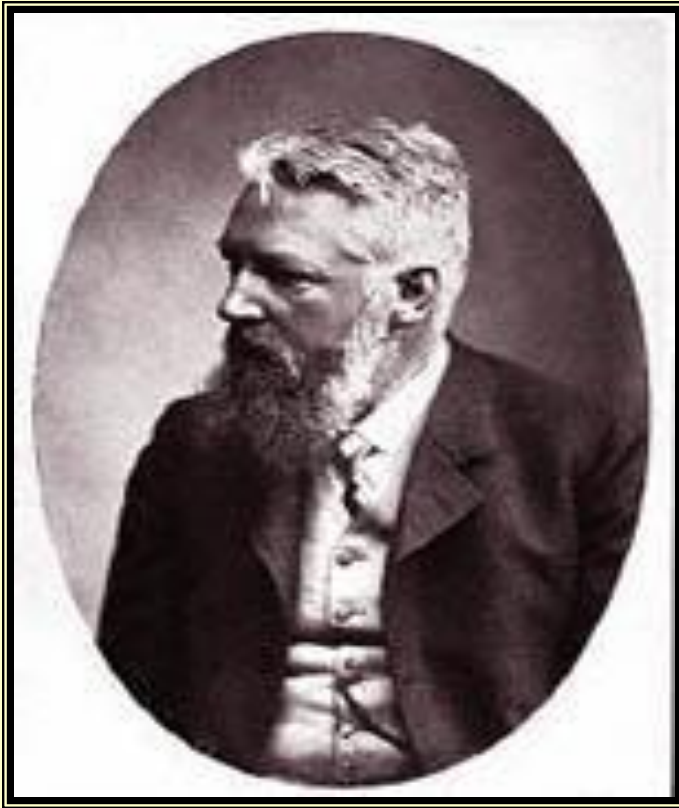


$$K_g = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2_{\text{недис.}}]} = 5.1 \cdot 10^{-4}$$

Характеризует способность  
**слабого электролита** распасться на ионы



## Закон разбавления Оствальда

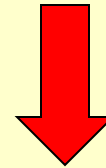


**Вильгельм  
Оствальд**  
(Ostwald W.F.)  
(2.IX.1853 - 4.IV.1932)

$$K = \alpha^2 C / 1 - \alpha$$

$$\alpha \ll 1$$

$$K \sim \alpha^2 C$$



**Степень диссоциации  
возрастает при  
разбавлении  
раствора**

**Пример 9.1.** Степень диссоциации муравьиной кислоты  $\text{НСООН}$  в 0,2 н. растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты.

• *Решение:*

Воспользуемся выражением закона разбавления Оствальда:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha)$$

В это выражение вместо  $C_M$  можно поставить нормальную концентрацию, поскольку муравьиная кислота относится к одноосновным кислотам.

Ответ:  $K = 1,86 \cdot 10^{-4}$ .

# Константа диссоциации воды

Поскольку  $K_d(\text{H}_2\text{O})$  очень мало, то концентрацию недиссоциированной воды в знаменателе этого выражения можно считать равной ее общей концентрации и тогда произведение  $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]$  тоже будет постоянной величиной, которая получила название *ионного произведения воды*.

В чистой воде при комнатной температуре концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы и равны  $10^{-7}$  моль/л.

Это значит, что  $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ .

- Вместо концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов на практике чаще пользуются *водородным* и *гидроксильным* показателями:

$$pH = - \lg[H^+];$$

$$pOH = - \lg[OH^-].$$

Прологарифмировав выражение  $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$ , получаем, что при  $25^{\circ}C$   
 $pH + pOH = 14$ .

В нейтральных растворах  $pH = 7$ ,  
в кислых -  $pH < 7$ , в щелочных -  $pH > 7$ .

**Пример 9.2.** Вычислить значения  $[H^+]$ ,  $[OH^-]$  и рОН для раствора муравьиной кислоты из предыдущего примера.

*Решение:*

По закону **разбавления Оствальда** мы нашли величину  $K = 1,86 \cdot 10^{-4}$ , которая, с другой стороны, равна .

- По условию задачи,  $[HCOOH] = 0,2$  моль/л. Поэтому можно записать, что  $[H^+][COOH^-] = 0,2 \cdot 1,86 \cdot 10^{-4} = 0,372 \cdot 10^{-4}$ .

Так как концентрация ионов водорода  $[H^+]$  при диссоциации молекул кислоты равна концентрации кислотного остатка  $[COOH^-]$ , то:

$$[H^+] = 6,1 \cdot 10^{-3}.$$

$$pH = -\lg(6,1 \cdot 10^{-3}) = 2,21.$$

$$\text{Тогда } pOH = 14 - 2,21 = 11,79.$$

$$\text{Рассчитываем } [OH^-] = 10^{-11,79} = 1,63 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Ответ: } [H^+] = 6,1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л; } [OH^-] = 1,63 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л; } pOH = 11,79.$$

**Пример 1.** Определите pH среды, если концентрация ионов  $\text{OH}^-$  в растворе составляет  $1,8 \cdot 10^{-9}$  моль/л.

- Решение.
- Используя ионное произведение воды, вычислим концентрацию ионов  $\text{H}^+$  в растворе:
- $[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-9} = 5,56 \cdot 10^{-6}$  моль/л
- Определим pH среды:  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 5,56 \cdot 10^{-6} = 5,25$ .
- Ответ: 5,25.

**Пример 2.** Определите концентрацию (моль/л) ионов  $H^+$  в растворе, если  $pH$  среды равен 12,7.

- Решение.
- По определению  $pH = -\lg[H^+]$ . Поэтому  $[H^+] = 10^{-pH}$ . Следовательно, в данном случае  $[H^+] = 10^{-12,7} = 2 \cdot 10^{-13}$ .
- Ответ:  $2 \cdot 10^{-13}$  моль/л.

## Пример 6. Определить рН 0,1 М раствора ортофосфата калия

- .
- Решение. Будем считать, что гидролиз практически протекает только по первой ступени:  $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH}$ ,  
 $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ .
- $K_{\text{з}, \text{H}_3\text{PO}_4} = 1,3 \times 10^{-12}$  (приложение, табл. 1).  
 $K_{\text{г}, 1} = a, 3 \text{ w K K} = 12 \ 14 \ 1,3 \ 10 \ 10 - - x = 7,7 \times 10^{-3}$ .  
 $h = \text{MeA} \ \text{r1} \ \text{C} \ \text{K} = 0,1 \ 7,7 \ 10^{-3} \times = 2,8 \times 10^{-2}$ .  
 $[\text{OH}^-] = h \ \text{CMeA} = 2,8 \times 10^{-2} \times 0,1 = 2,8 \times 10^{-3} \ \text{M}$ ,  
 $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(2,8 \times 10^{-3}) = 2,55$ ,  
 $\text{pH} = 14 - 2,55 = 11,45$ .



**Пример 5.** Рассчитать рН 0,04 М раствора гидроксида аммония, если степень его диссоциации равна 0,06.

- Решение.
- Записываем уравнение диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$ :  
$$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- Концентрация гидроксид-ионов равна доле молекул электролита, распавшихся на ионы  
 $[\text{OH}^-] = c \alpha = 0,04 \times 0,06 = 2,4 \times 10^{-3}$  моль-ион/л.  
 $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg(2,4 \times 10^{-3}) = 3 - \lg 2,4 = 2,62$ .  
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,62 = 11,38$ .

# **Способы выражения состава растворов**

# Раствором называется

- однородная (гомогенная) система, состоящая из двух или более компонентов, относительные концентрации которых могут изменяться в широких пределах. Наиболее распространены и важными для практического использования являются жидкие растворы. В случае растворов газов или твердых веществ жидкость является *растворителем*, а газы или твердые вещества - *растворенными* веществами. Отношение количества или массы растворенного вещества (или растворителя) к объему или массе раствора называется *концентрацией* растворенного вещества (или растворителя) в растворе. Наиболее употребительными понятиями, которые служат **для выражения концентрации раствора**, являются:

# ***Молярная концентрация (или молярность)***

**См** - отношение имеющегося в растворе количества растворенного вещества, выраженного в молях, к объему раствора. Измеряется в **моль/л**. Раствор, содержащий в 1 литре  $n$  молей растворенного вещества, называется  $n$ -молярным и обозначается как  $nM$  раствор (например,  $3M$  раствор  $KCl$ ).

# **Эквивалентная (или нормальная) концентрация**

- **$C_H$**  - отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора. Раствор, в 1 литре которого имеется  $n$  эквивалентов растворенного вещества, называется  $n$ -нормальным (например, запись 3н. раствор NaCl означает, что  $C_H(\text{NaCl}) = 3 \text{ моль-экв/л}$ ).

# ***Моляльная концентрация (или моляльность)***

- **С<sub>m</sub>** — отношение числа молей растворенного вещества к массе растворителя, измеряется в **моль/кг**.  
Запись 2 моль/кг означает, что в 1 кг H<sub>2</sub>O растворено 2 моля NaCl.

# Массовая доля растворенного вещества в растворе

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

Задача. Для консервирования огурцов приготовили рассол: на 2 л воды взяли 100г соли, а для консервирования томатов – рассол из 100г соли и 3 л воды. Какой рассол получится более концентрированным?

**Пример 1.** Вычислите: а) процентную; б) молярную ( $C_M$ ); в) эквивалентную ( $C_N$ ); г) моляльную ( $C_m$ ) концентрации раствора  $H_3PO_4$ , полученного при растворении 18 г кислоты в  $282 \text{ см}^3$  воды, если плотность его  $1,031 \text{ г/см}^3$ .  
Чему равен титр  $T$  этого раствора?

- **Решение.** а) Так как массу  $282 \text{ см}^3$  воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора  $18 + 282 = 300 \text{ г}$  следовательно,
  - $300 - 18$
  - $100 - \%$                        $C\% = = 6\%$



б) мольно-объемная концентрация или молярность, показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Масса 1 л раствора 1031 г. Массу кислоты в литре раствора находим

из соотношения

$$300 - 18$$

$$1031 - X$$

$$X == 61,86$$

Молярность раствора получим делением числа граммов  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 1 л раствора на мольную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (97,99 г/моль).

$$C_M = 61,86 / 97,99 = 0,63 \text{ M}$$

в) эквивалентная концентрация или нормальность, показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Так как эквивалентная масса

$$\text{H}_3\text{PO}_4 == 32,66 \text{ г/моль}, \text{ то } C_N = 61,86 / 32,66 = 1,89 \text{ н};$$

- г) мольно-массовая концентрация или моляльность, показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000г растворителя. Массу  $H_3PO_4$  в 1000г растворителя находим из соотношения

$$282 - 18$$

$$1000 - X \quad X = 68,83$$

$$\text{Отсюда } C_m = 68,83 / 97,99 = 0,65m$$

Титром раствора называется число граммов растворенного вещества в 1 см<sup>3</sup> (мл) раствора. Так как в 1л раствора содержится 61,86 кислоты, то

$$T = 61,86 / 1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3$$

Зная нормальность раствора и эквивалентную массу ( $m_{\text{Э}}$ ) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = CNm_{\text{Э}} / 1000.$$

**Пример 4.** Найти массы воды и медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , необходимые для приготовления одного литра раствора, содержащего 8% (масс) безводной соли. Плотность 8% раствора  $\text{CuSO}_4$  равна 1,084 г/мл.

- **Решение.** Масса 1 л полученного раствора будет составлять  $1,084 \cdot 1000 = 1084\text{г}$ . В этом растворе должно содержаться 8% безводной соли, т.е.  $1084 \cdot 0,08 = 86,7\text{г}$ . Массу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (молярная масса 249,7 г/моль), содержащую 86,7г безводной соли (молярная масса 159,6 г/моль), найдем из пропорции  $249,7 : 159,6 = X : 86,7$ .
- $X = = 135,6$
- Необходимая для приготовления раствора масса воды составит  $1084 - 135,6 = 948,4\text{г}$ .

**Пример 5.** К 1л 10% - ного раствора KOH (пл. 1,092 г/ см<sup>3</sup>) прибавили 0,5л 5% - ного раствора KOH (пл. 1,045 г/ см<sup>3</sup>). Объем смеси довели до 2л. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

- **Решение.** Масса 1л 10% - ного раствора KOH 1092 г. В этом растворе содержится  $1092 \cdot 10 / 100 = 109,2$  г KOH. Масса 0,5л 5% - ного раствора  $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится  $522,5 \cdot 5 / 100 = 26,125$ г KOH.
- В общем объеме полученного раствора (2л) содержащее KOH составляет  $109,2 + 26,125 = 135,325$ г. Отсюда молярность этого раствора  $C_M = 135,325 / 112,1 = 1,2$ М, где 112,1 г/моль – молярная масса KOH.

**Пример 6.** Какой объем 96% - й кислоты плотностью 1,8 г/см<sup>3</sup> потребуется для приготовления 3л 0,4 н раствора?

- **Решение.** Эквивалентная масса
- $H_2SO_4 = 49,04$  г/моль
- Для приготовления 3л 0,4 н раствора требуется  $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$  г  $H_2SO_4$  .  
Масса 1см<sup>3</sup> 96% - ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится  $1,84 \cdot 96 / 100 = 1,766$  г  $H_2SO_4$  . Следовательно, для приготовления 3л 0,4 н раствора надо взять  $58,848 : 1,766 = 33,32$  см<sup>3</sup> этой кислоты.

$x = \frac{22,8 * 100}{5} = 456,2$

**Пример 8.2.** Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ = 1,14 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?

• *Решение:*

Масса H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> в обоих растворах одна и та же, различается лишь масса воды. Найдем массу кислоты. Она составляет 20 % от массы раствора M<sub>p</sub>:

$$M_k = 0,2M_p = 0,2\rho V = 0,2 * 1,14 \text{ г/мл} * 100 \text{ мл} = 22,8 \text{ г.}$$

Масса воды в этом растворе равна:

$$0,8M_p = 0,2 * 1,14 \text{ г/мл} * 100 \text{ мл} = 91,2 \text{ г.}$$

Теперь определим массу 5%-ного раствора. Для этого составим пропорцию:

22,8 г составляют 5 % массы раствора

x г составляют 100% массы раствора

Откуда:

.

Вычтя из этой величины массу кислоты (22,8 г) и массу воды в концентрированном растворе (91,2 г), находим массу воды Δm, которую необходимо прибавить к концентрированному раствору:

$$\Delta m = 456 \text{ г} - 22,8 \text{ г} - 91,2 \text{ г} = 342 \text{ г.}$$

Откуда дополнительный объем воды

,

где ρ<sub>в</sub> – плотность воды.

*Ответ:* Дополнительный объем воды - 342 мл.

### Пример 8.3. Какой объем 0,1 М раствора $\text{H}_3\text{PO}_4$ можно приготовить из 75 мл 0,75 н. раствора?

- *Решение:*

Определим сначала молярную концентрацию 0,75 н. раствора кислоты. В основе определения нормальной концентрации лежит количество эквивалентов растворенного вещества, которое равно отношению его массы к эквивалентной массе. Поскольку мы имеем дело с трехосновной кислотой, то ее эквивалентная масса в 3 раза меньше молярной массы. Это означает, что нормальная концентрация численно в 3 раза выше молярной.

Следовательно:

.

Чтобы из 0,25 М раствора получить 0,1 М раствор, надо объем увеличить в .

Таким образом, искомый объем будет равен:

$$75 \text{ мл} \cdot 2,5 = 187,5 \text{ мл.}$$

*Ответ:* Объем 0,1 М раствора равен 187,5 мл.

## Пример 8.4. В какой массе воды нужно растворить 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , чтобы получить 8 %-ный (по массе) раствор $\text{CuSO}_4$ ?

*Решение:*

Найдем массу сухого сульфата и кристаллизационной воды в пятиводном сульфате меди. Молярная масса кристаллогидрата равна 249,7 г/моль, молярная масса безводного сульфата равна 159,6 г/моль. Для нахождения массы безводного сульфата меди в кристаллогидрате составим пропорцию:

25 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  отвечают молярной массе 249,7 г/моль,

x г  $\text{CuSO}_4$  отвечают молярной массе 159,6 г/моль

Откуда:

Тогда масса воды в кристаллогидрате будет равна:

25 г - 15,98 г = 9,02 г.

Масса воды в 8 %-ном (по массе) растворе  $\text{CuSO}_4$  может быть найдена из пропорции:

8 % соответствуют 15,98 г

92% соответствуют x г

Откуда:

Но в кристаллогидрате уже есть 9,02 г воды, следовательно, нужно взять  $(183,77 \text{ г} - 9,02 \text{ г}) = 174,75 \text{ г}$  воды для приготовления нужного раствора.

*Ответ:* Требуемая масса воды 174,75 г.



## Температуры кристаллизации, замерзания и кипения растворов:

- Раствор кипит при более высокой и замерзает при более низкой температуре, чем растворитель. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов прямо пропорционально их моляльной концентрации:
- $\Delta t_{0\text{кип}} = E C_m$ ;  $\Delta t_{0\text{зам}} = K C_m$ ,
- где
- $\Delta t_{0\text{кип}}$  - повышение температуры кипения;
- $\Delta t_{0\text{зам}}$  - понижение температуры замерзания;
- **E** - эбуллиоскопическая константа;
- **K** - криоскопическая константа;
- **C<sub>m</sub>** - моляльная концентрация раствора.
- Зная  $t_{0\text{кип}}$  или  $t_{0\text{зам}}$  можно найти молекулярную массу растворенного вещества (M), эбуллиоскопическую (E) или криоскопическую (K) константы.

**Например.** Определить температуру кипения 10% - го раствора глюкозы в воде.  $E = 0,520$ .

- Решение. В 10% - ом растворе глюкозы в 100г раствора содержится 10г глюкозы и 90 г растворителя. Подставив конкретные значения:
- $E = 0,520$ ,  $m = 10\text{г}$ ;  $m_1 = 90\text{г}$
- $M = 180$  в уравнение (II) , получим
- $t_{\text{кип}} = 0,52 = 0,3200$
- Вода кипит при  $p = 760$  мм.рт.ст. при  $100\text{C}$ , поэтому температура кипения раствора равна  $100 + 0,32 = 100,320\text{C}$ .



**Благодарю за работу!**