



ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,

кафедра «Прикладная химия»

Курс лекций по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса

Направление подготовки – 08.03.01 Строительство

Лекция №1



# «Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов электролитов»

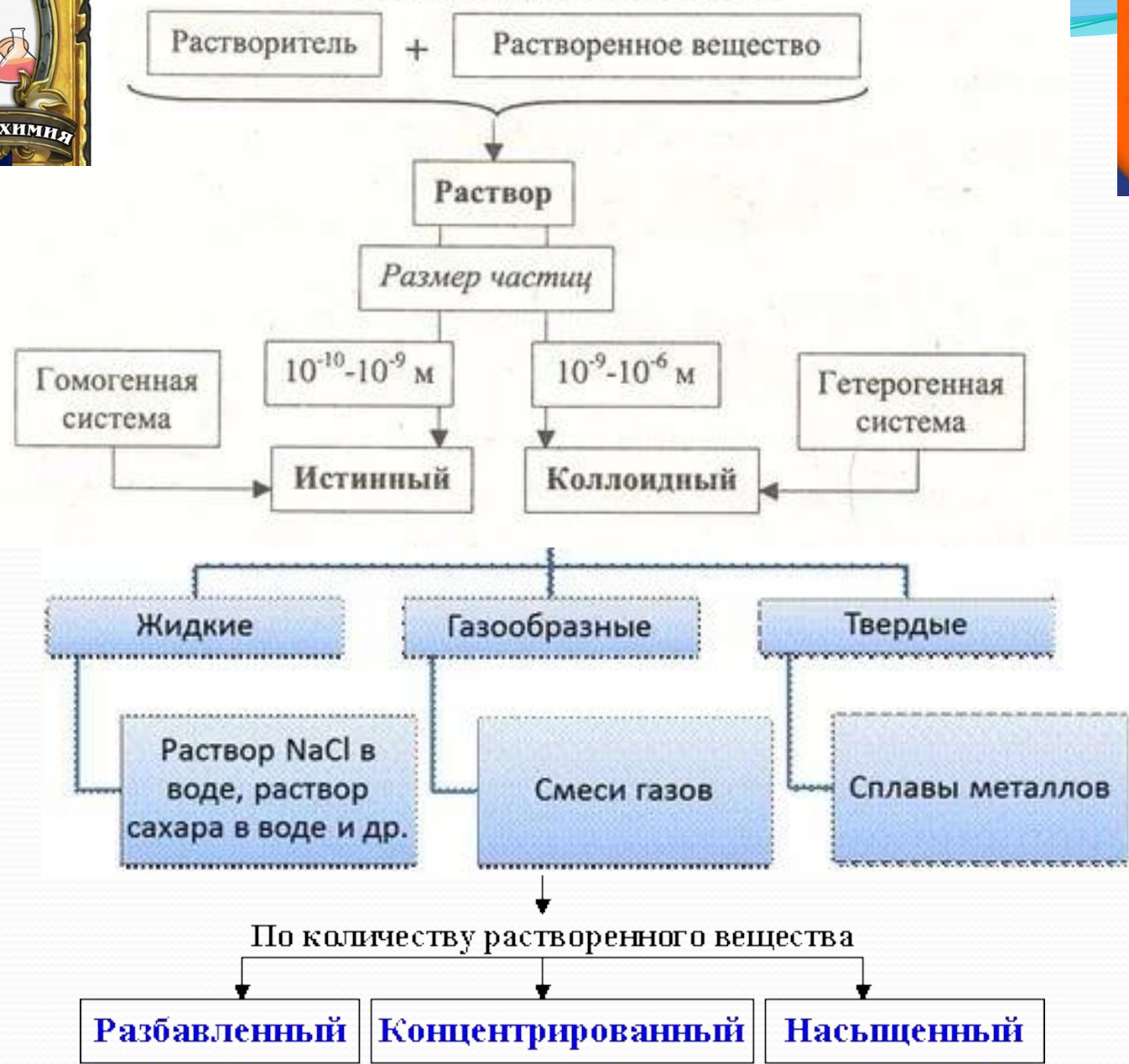


Составил:  
Ташкинов Ю.А.

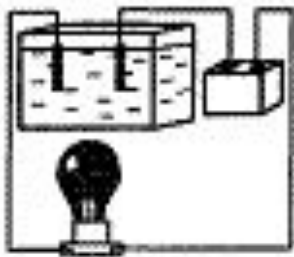
Макеевка, 2019



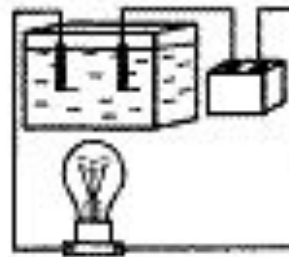
# Классификация растворов



# ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ



Вещества



электролиты

Электролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток

вид связи:  
ионная,  
ковалентная сильнополярная

*растворы солей,  
щелочей, кислот*

неэлектролиты

Неэлектролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток

вид связи:  
ковалентная неполярная,  
малополярная

*газы, твердые вещества, органические вещества (бензин, сахароза...)*

*примеры*





# Способы выражения концентраций

## 1. Массовая доля:

$$\omega = \frac{m_{\text{растворённого вещества}}}{m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}}} * 100\% \quad [\%] \quad (0-100\%), \text{ где}$$

$$m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}} = m_{\text{раствора}}$$

## 2. Молярная доля (растворённого вещества):

$$N = \frac{v_{\text{растворённого вещества}}}{v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}} \quad [\text{доли единицы}] \quad (0-1)$$

$$v = \frac{m}{M}$$

Здесь и далее  $v$  [моль] – количество растворённого вещества,  
 $m$  [г] – масса растворённого вещества,

$M$  [ $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$ ] – молярная масса (рассчитывается с использованием  
таблицы Менделеева),

$\rho_{\text{раствора}}$  - плотность раствора [ $\frac{\text{г}}{\text{мл}}$ ]



# Способы выражения концентраций

## 3. Моляльная концентрация

$$C_m = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} \cdot 1000}{M_{\text{растворённого вещества}} \cdot m_{\text{растворителя (воды)}}} \left[ \frac{\text{моль}}{\text{кг}}, \text{ м.} \right]$$

## 4. Молярная концентрация

$$C_M = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} \cdot \rho_{\text{раствора}} \cdot 1000}{M_{\text{растворённого вещества}} \cdot (m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}})} = \frac{\rho \cdot \omega \cdot 10}{M} \left[ \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \text{ М.} \right]$$

## 5. Нормальная (эквивалентная) концентрация

$$C_H = \frac{m_{\text{растворённого вещества}} \cdot \rho_{\text{раствора}} \cdot 1000}{M_{\text{эквивалентная}} \cdot (m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя (воды)}})} \left[ \frac{\text{моль}}{\text{л}}, \text{ Н.} \right]$$

$C_{H1} \cdot V_{H1} = C_{H2} \cdot V_{H2}$  (Правило разведения растворов, или закон эквивалентов для растворов)

## 6. Титр

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{э}} \cdot 1000}{V} \left[ \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = \frac{\text{г}}{\text{мл}} \right]$$





# Способы выражения концентраций

Для электролитов:  $i = 1 + \alpha * (k - 1)$  – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где  $\alpha$  – степень диссоциации,  $k$  – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{константа диссоциации слабого электролита.}$$





# Способы выражения концентраций

Для электролитов:  $i = 1 + \alpha * (k - 1)$  – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где  $\alpha$  – степень диссоциации,  $k$  – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{константа диссоциации слабого электролита.}$$





# Коллигативные свойства растворов

## Неэлектролиты

## Электролиты

**I закон Рауля**,  $p_0$  – давление пара над чистым растворителем,  $p$  – давление паров растворителя над раствором

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N = \frac{v_{\text{растворённого вещества}}}{v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}$$

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{i * v_{\text{растворённого вещества}}}{i * v_{\text{растворённого вещества}} + v_{\text{растворителя (воды)}}$$

## II закон Рауля

$E(\text{H}_2\text{O})=0.52$  – эбуллиоскопическая постоянная,  $K(\text{H}_2\text{O})=1.86$  – криоскопическая константа

Раствор закипает при температуре  $100 + \Delta t_{\text{кипания}}^{\circ}\text{C}$ , замерзает при  $0 - \Delta t_{\text{замерзания}}^{\circ}\text{C}$

$$\Delta t_{\text{кипания}} = E * C_m$$

$$\Delta t_{\text{кипания}} = i * E * C_m$$

$$\Delta t_{\text{замерзания}} = K * C_m$$

$$\Delta t_{\text{замерзания}} = i * K * C_m$$

**Молярная масса неизвестного вещества:**

$$M = \frac{K * m_{\text{растворённого вещества}} * 1000}{\Delta t * m_{\text{растворителя (воды)}}$$

**Закон Вант-Гоффа (для осмотического давления)**

$$P_{(\text{осм})} = C_M * R * T$$

$$P_{(\text{осм})} = i * C_M * R * T$$

Для электролитов:  $i = 1 + \alpha * (k - 1)$  – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, где  $\alpha$  – степень диссоциации,  $k$  – число частиц, на которые распадается данный электролит.

Для разбавленных растворов слабых электролитов (из закона разведения Оствальда):

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}}, \text{ где } K_D - \text{ константа диссоциации слабого электролита.}$$





**Якоб Хендрик Вант-Гофф**  
(нидерл. *Jacobus Henricus (Henry) van 't Hoff*; 30 августа 1852, Роттердам — 1 марта 1911, Берлин) — голландский химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901 год) «В знак признания огромной важности открытия законов химической динамики и осмотического давления в растворах».





# Осмотическое давление

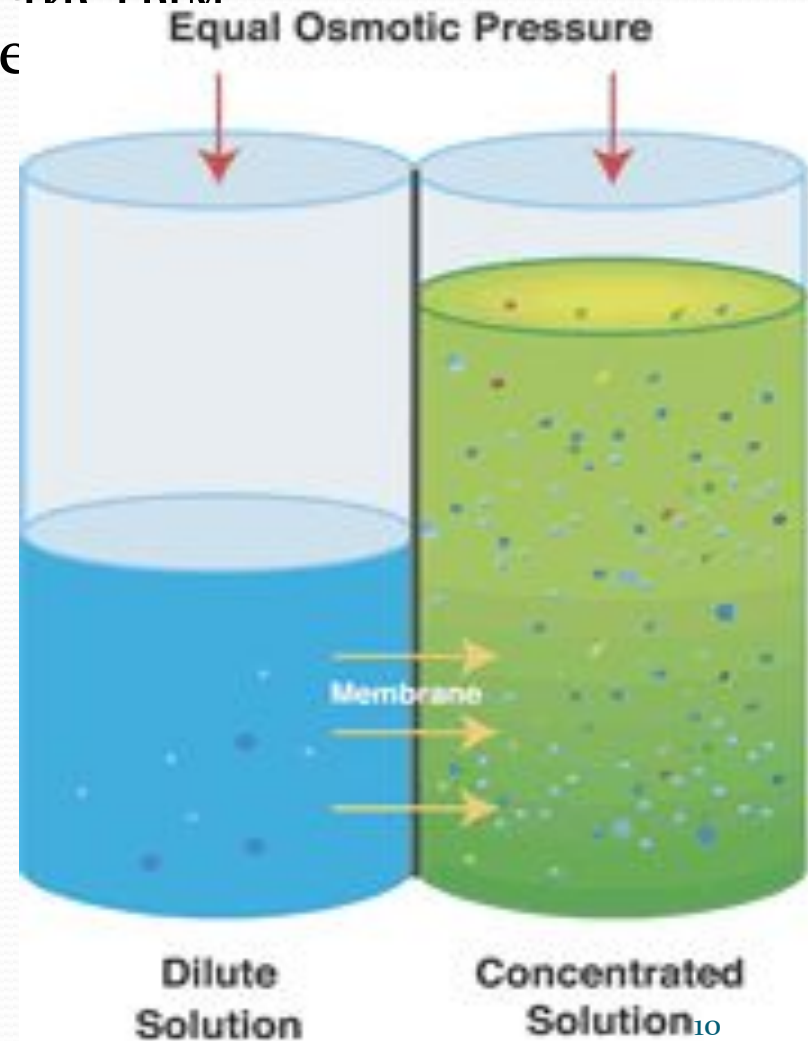
– это давление, которое нужно приложить, чтобы привести раствор в равновесие с чистым растворителем, отделенным от него полупроницаемой мембраной

$$\pi = P_{\text{гидр.}}$$

$\pi$  плазмы крови человека =  
= 7.4-7.8 атм ( 740 – 780 кПа)

$\pi$  рыб до 15 атм

$\pi$  растений до 100 атм



# Закон Вант – Гоффа

$$\pi = C_m R T$$

- $\pi$  – осмотическое давление (кПа)
- $R$  – универсальная газовая постоянная 8,31 (л\*кПа/моль\*К)
- $T$  - абсолютная температура (К)
- $C_m$  – молярная концентрация (моль/л)

$$P = n/V RT \text{ или } PV = nRT$$





# Изотонический коэффициент

(коэффициент Вант - Гоффа  $i$ )

$i$  показывает, во сколько раз истинная концентрация кинетически активных частиц в растворе **электролита** больше, чем в растворе неэлектролита с той же концентрацией

$$\pi = i C_m R T$$

$i = 1$  для НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

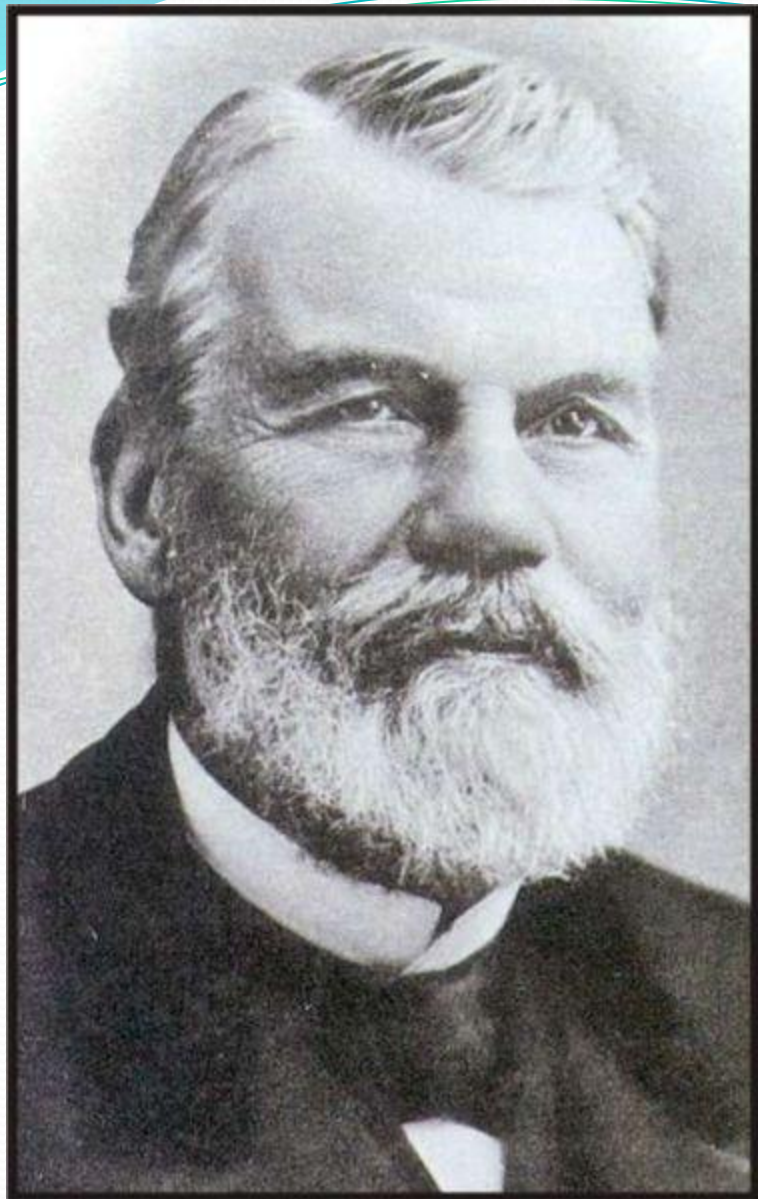
$i = n$  для **сильных** электролитов



$i = 1 + \alpha(n-1)$  для **слабых** электролитов

$$i = \frac{C_{\text{эл}}}{C_{\text{неэл}}} = \frac{\pi_{\text{эл.}}}{\pi_{\text{неэл.}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам.эл.}}}{\Delta t_{\text{зам.неэл.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.эл.}}}{\Delta t_{\text{кип.неэл.}}}$$





**Франсуа Мари Рауль** (фр. *François-Marie Raoult*; 10 мая 1830, Фурн-ан-Веп, Нор, — 1 апреля 1901, Гренобль) — **французский химик и физик**, член-корреспондент Парижской академии наук (1890). С 1867 — в Гренобльском университете (профессор с 1870). Член-корреспондент Петербургской АН (1899). Исследуя в 1882—88 понижение температуры кристаллизации, а также понижение давления пара (или повышение температуры кипения) растворителя при введении в него растворённого вещества, открыл закон Рауля, применяемый для определения молекулярных масс веществ в растворённом состоянии.



# Закон Рауля (1886)

**Относительное понижение давления**

**насыщенного пара** растворителя над раствором нелетучего неэлектролита пропорционально мольной доле растворенного вещества

$P_0$  - давление насыщенного пара над чистым растворителем, Па

$P$  – давление насыщенного пара растворителя над раствором, Па

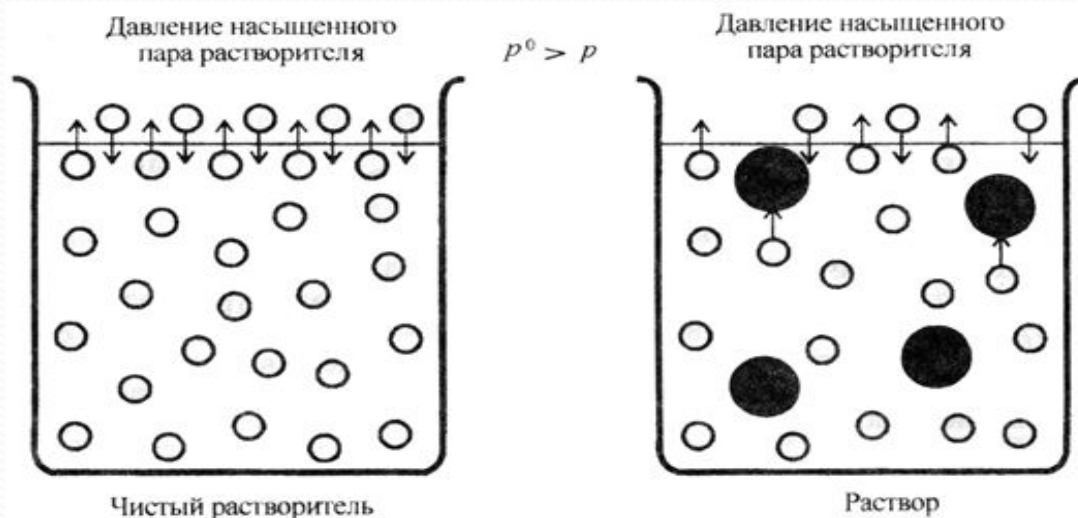
$N_2$  - мольная доля растворенного вещества

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = N_{\text{раств.в-ва}} \quad N_A = \frac{n_a}{n_a + n_b}, \quad N_A + N_B = 1$$

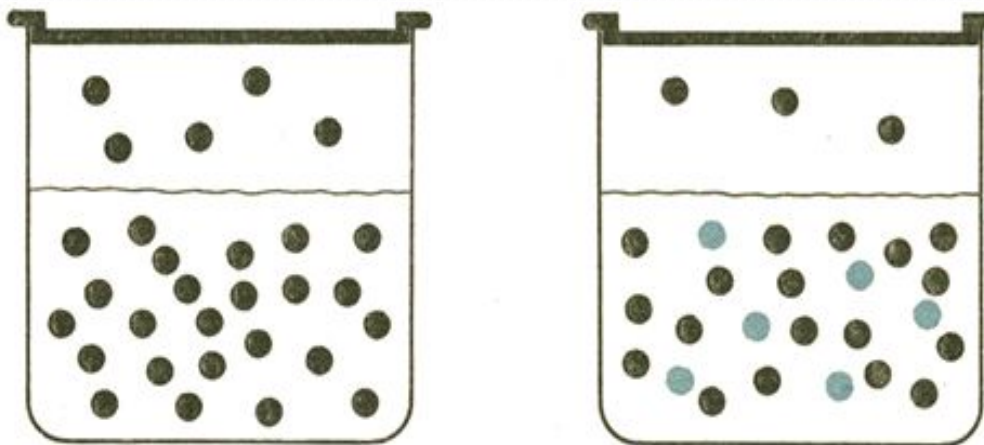


# Причины

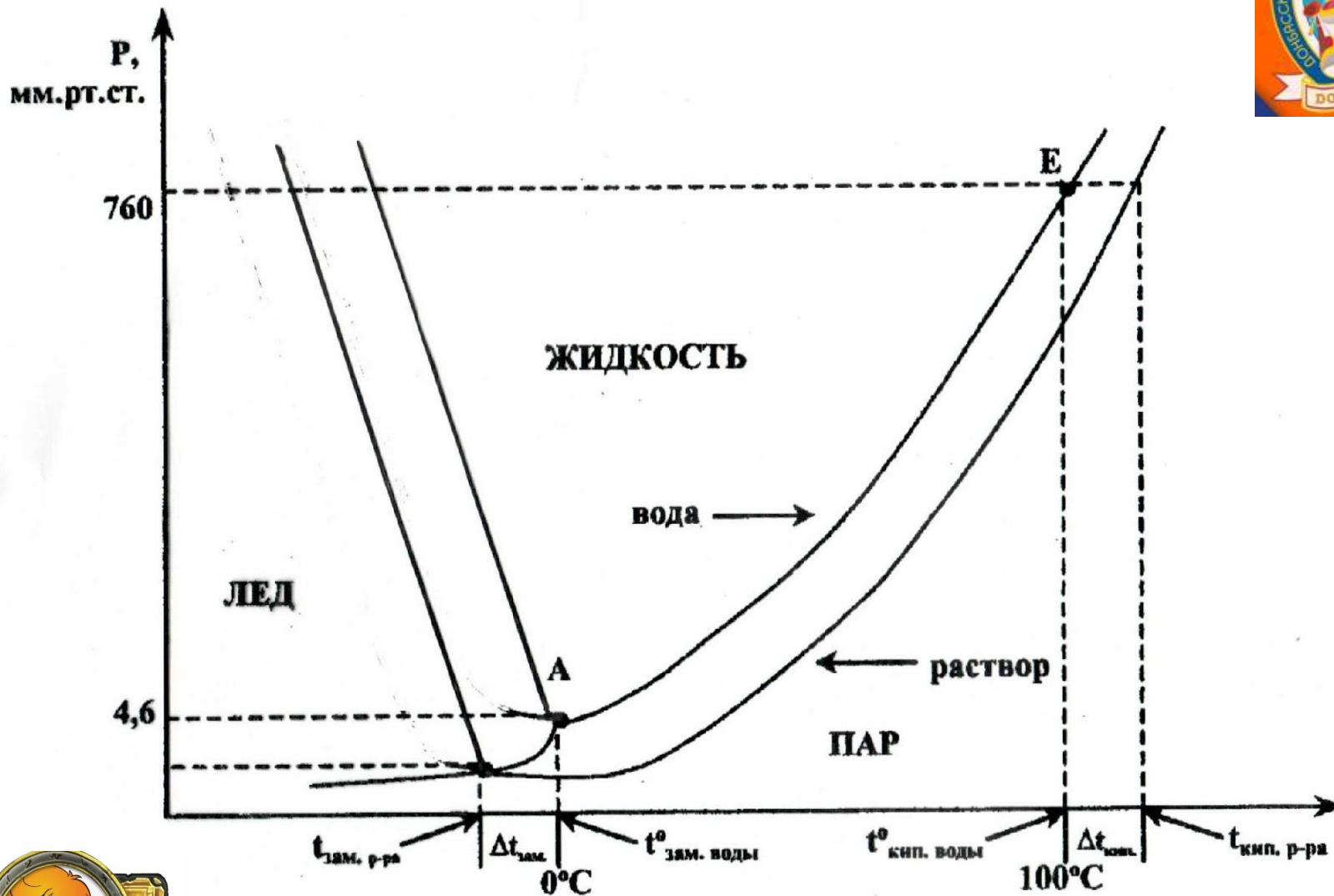
## Уменьшение Поверхности Испарения



## Уменьшение Концентрации Растворителя:



# Диаграмма состояния воды и водного раствора нелетучего вещества.





## Понижение температуры замерзания биосред по сравнению с водой

Биосреда	$\Delta T_{\text{зам.}}, ^\circ\text{C}$
Кровь	0.56
Тканевой сок	0.6 - 0.8
Спинномозговая жидкость	0.56
Слюна	0.19 - 0.49
Желудочный сок	0.49 - 0.65
Пот	0.13 - 0.65
Моча	1.12 - 2.30
Молоко	0.55 - 0.57
Желчь	0.54 - 0.61
Сок печени	0.81 - 0.96





**Электролиты** – это вещества, способные в растворах и расплавах диссоциировать на ионы. К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи: **соли, кислоты, основания, вода.**

Самопроизвольный распад электролитов на ионы, протекающий под воздействием растворителя, называется **электролитической диссоциацией**, теория которой была создана в 1884-1887 г.г. шведским ученым С. Аррениусом.



**Шведский физико-химик, основные работы которого посвящены учению о растворах электролитов и кинетике химических реакций. Лауреат Нобелевской премии (1903)**



**Сванте Аррениус  
(1859-1927)**



С продиссоциированных

$\alpha$  =

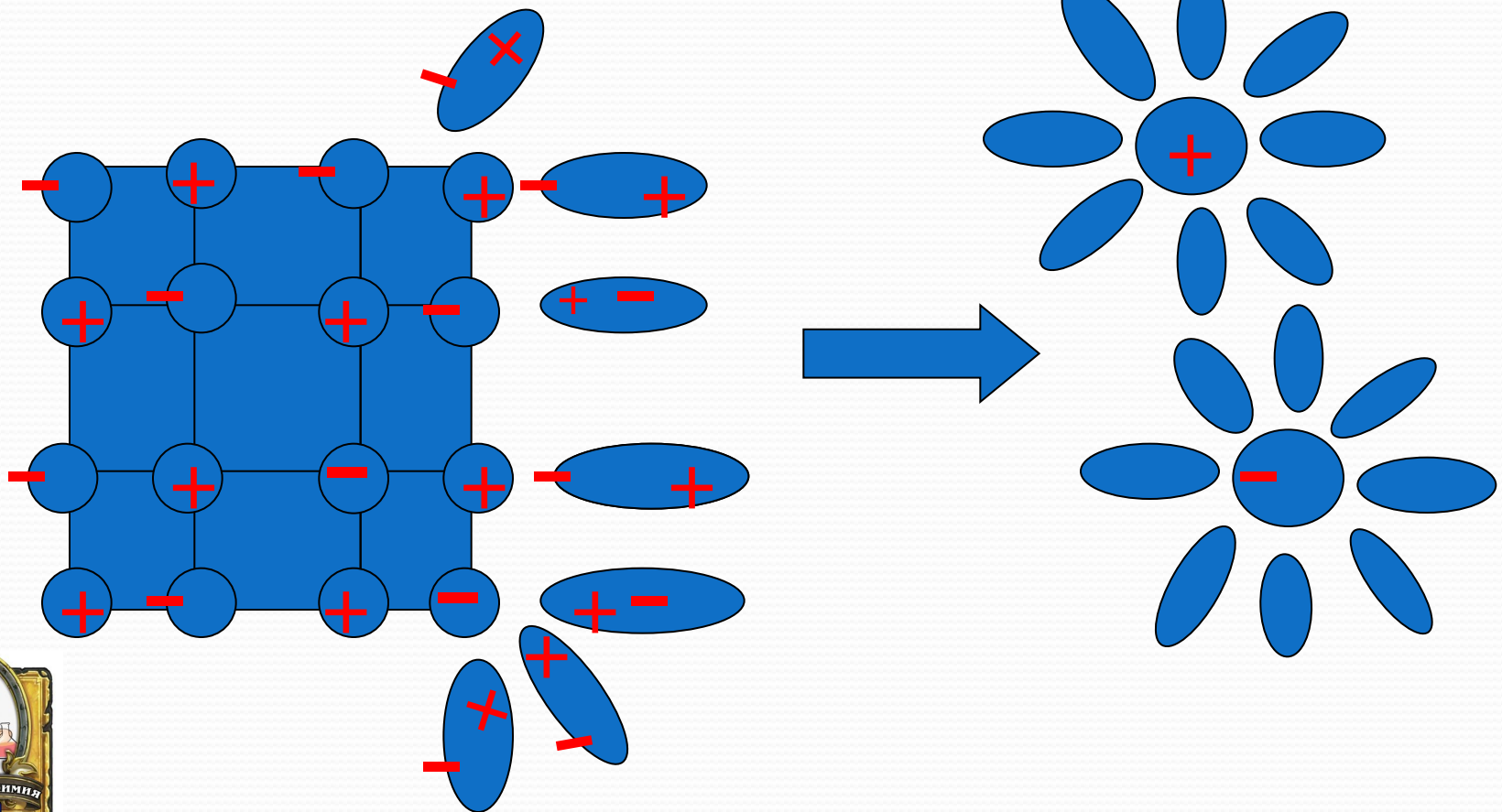
С всех молекул

Степень диссоциации  $\alpha$  зависит от:

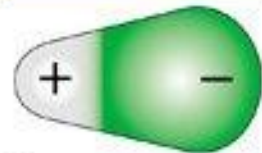
- Природы растворителя и растворенного вещества
- Температуры
- Концентрации раствора
- Наличия в растворе одноименных ионов



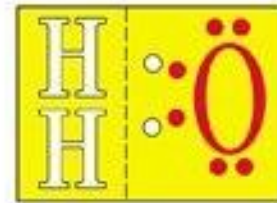
# Схема диссоциации электролита ионного строения



# ДИССОЦИАЦИЯ СОЕДИНЕНИЙ С КОВАЛЕНТНОЙ ПОЛЯРНОЙ СВЯЗЬЮ

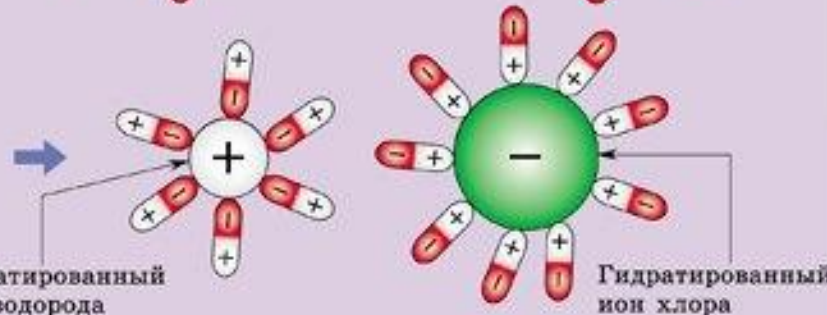
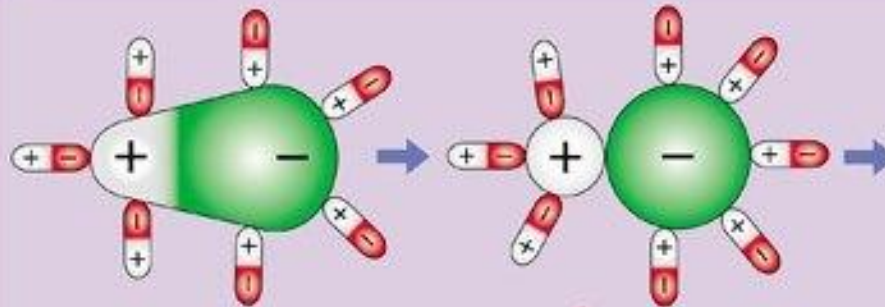


Полярная молекула  
хлороводорода



Полярная молекула  
воды

## Схема диссоциации молекулы хлороводорода в воде



Гидратированный  
ион водорода

Гидратированный  
ион хлора

# Условия протекания реакции

- образование осадка
- образование газообразного продукта реакции
- образование более слабого электролита, чем исходные вещества: например, воды





Большой мешок, подарков груз  
Несет Ион своим подругам:  
Для КАТИ ОН несет свой плюс,  
Для АНИ ОН несет свой минус





# РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	
OH <sup>-</sup>		Р	Р	Р	-	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	-	М	М	Н	М	М	
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	-	Н	Н	Р	-	Р	Р	
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	М	Н	-	Н	-	-	-	М	-	-	-	
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	Н	Н	-	-	
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	-	-	Н	-	-	-	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	

**Р**

РАСТВОРИМЫЕ

**М**

МАЛОРАСТВОРИМЫЕ

**Н**

НЕРАСТВОРИМЫЕ

**-**

РАЗЛАГАЮТСЯ ВОДОЙ  
ИЛИ НЕ СУЩЕСТВУЮТ



## Теория слабых электролитов

К слабым электролитам относятся ковалентные соединения, обратимо (частично) диссоциирующие в водных растворах.

### К ним относятся:

- а) почти все органические и многие неорганические кислоты:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ , и др;
- б) труднорастворимые основания, а также  $\text{NH}_4\text{OH}$
- в) некоторые соли  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ ;
- г) вода.





# Классификация кислот

Сильные кислоты		Их соли	Слабые кислоты		Их соли
HI	иодоводородная	йодид	HF	фтороводородная	фторид
HBr	бромоводородная	бромид	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	(орто) фосфорная	(орто) фосфат
HCl	соляная	хлорид	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сернистая	сульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	серная	сульфат	H <sub>2</sub> S	сероводородная	сульфид
HNO <sub>3</sub>	Азотная (сильный окислитель!)	нитрат	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	угольная	карбонат
			H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	кремниевая	силикат
			HNO <sub>2</sub>	азотистая	нитрит
			CH <sub>3</sub> COOH	Уксусная	ацетат





**Константа диссоциации –  
константа равнов**

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

**Константа диссоциации  $K$  ЗАВИСИТ ОТ:**  
**природы электролита**  
**температуры**

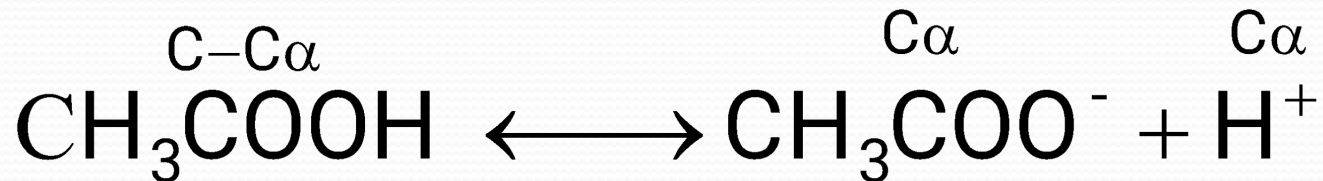
**Слабые электролиты  
подчиняются закону  
разбавления  
Оствальда,  
получившего  
Нобелевскую премию  
в 1909 за работы в  
области химического  
равновесия.**



**Ф.В.Оствальд  
(1853-1932)**



## Вывод закона разбавления Оствальда



$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C\alpha C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$$

При  $\alpha \ll 1$        $K_d = C \cdot \alpha^2$

$$\alpha = \sqrt{K_d / C}$$





## КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

	$K_1$	$K_2$	$K_3$
$\text{HNO}_2$	$7,1 \cdot 10^{-4}$		
$\text{HF}$	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
$\text{HClO}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$		
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4,2 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
$\text{H}_2\text{S}$	$8,9 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
$\text{NH}_4\text{OH}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$		

MyShared



# ЩЕЛОЧНАЯ

Фиолетовый → Синий → Бирюзовый

## НЕЙТРАЛЬНАЯ

Зелёный

# КИСЛАЯ

Красный → Оранжевый → Жёлтый

pH	КОНЦЕНТРАЦИЯ H <sup>+</sup> МОЛЬ/Л	КОНЦЕНТРАЦИЯ OH <sup>-</sup> МОЛЬ/Л	ПРИМЕР
14	$1 \times 10^{-14}$	1	Очиститель слива 
13	$1 \times 10^{-13}$	0.1	Отбеливатель 
12	$1 \times 10^{-12}$	0.01	Аммиак 
11	$1 \times 10^{-11}$	0.001	Мыло 
10	$1 \times 10^{-10}$	$1 \times 10^{-4}$	Антациды 
9	$1 \times 10^{-9}$	$1 \times 10^{-5}$	Пищевая сода 
8	$1 \times 10^{-8}$	$1 \times 10^{-6}$	Морская вода 
7	$1 \times 10^{-7}$	$1 \times 10^{-7}$	Чистая вода 
6	$1 \times 10^{-6}$	$1 \times 10^{-8}$	Моча(в среднем) 
5	$1 \times 10^{-5}$	$1 \times 10^{-9}$	Чёрный кофе 
4	$1 \times 10^{-4}$	$1 \times 10^{-10}$	Томатный сок 
3	0.001	$1 \times 10^{-11}$	Газированная вода 
2	0.01	$1 \times 10^{-12}$	Лимонный сок 
1	0.1	$1 \times 10^{-13}$	Желудочный сок 
0	1	$1 \times 10^{-14}$	Аккумуляторная кислота 

5







Спасибо за  
внимание

